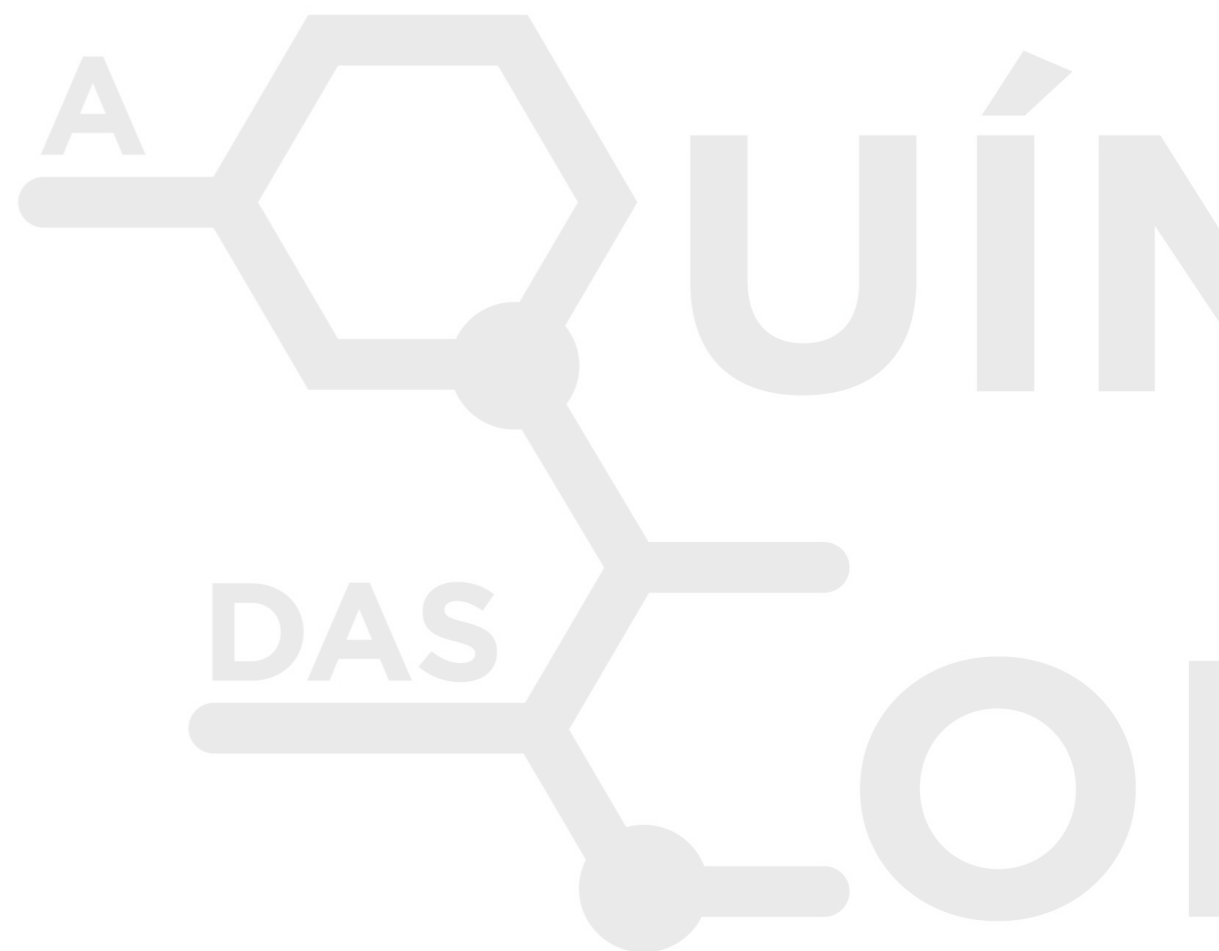


DESCRIÇÃO DO PROJETO

O Ano Internacional da Química 2011

Em dezembro de 2008, a Assembleia-Geral das Nações Unidas aprovou a proposta da União Internacional de Química Pura e Aplicada e da UNESCO, para que o ano de 2011 fosse designado o Ano Internacional da Química (AIQ2011). O AIQ2011 é uma celebração das conquistas da Química e da sua contribuição para o bem-estar da humanidade. Sob o tema “Química – a nossa vida, o nosso futuro”, o AIQ2011 proporcionou uma variedade de atividades interativas, divertidas, interessantes e educativas para todas as idades. As atividades do AIQ2011 estenderam-se por todo o Mundo, a nível local, regional e nacional e salientaram a importância da Química para o bem-estar atual da Humanidade, reforçando a ideia que é à Química e às suas aplicações que se devem os medicamentos, os combustíveis, os metais e, virtualmente, todos os produtos manufacturados. À Química atribuem-se grandes responsabilidades na resolução dos problemas globais do nosso mundo. De facto, as Nações Unidas consideram que a educação em Química e o desenvolvimento desta ciência são vitais para enfrentar desafios como as alterações climáticas, para garantir fontes sustentáveis de energia, alimentos e água potável

e para manter o ambiente global para o bem-estar das populações. Neste âmbito, o Departamento de Química da Universidade de Aveiro resolveu levar a cabo um ambicioso projeto de divulgação da Química para o grande público, que se estende por vários meios e plataformas, sob a designação geral “A Química das Coisas”.



A QUÍMICA DAS COISAS

“A Química das Coisas” pretende desmascarar a química escondida no nosso dia a dia e mostrar como os desenvolvimentos recentes desta Ciência contribuem para o bem-estar da Sociedade. É usual a confusão entre substância química e substância tóxica, irritante, cancerígena. Uma confusão que veicula a ideia de que a Química contribui para todos os males do mundo moderno, de que tudo o que é

químico é artificial ou antinatural, como se na Natureza não houvesse substâncias ou compostos químicos. Mas tudo à nossa volta, na Natureza e fora dela, é constituído por “químicos”. A água é uma substância química, o ar que respiramos é uma mistura de substâncias químicas, o sal é uma substância química, o nosso estômago digere os alimentos com auxílio de várias substâncias químicas, a digestão decompõe os alimentos nos seus vários constituintes químicos e estes depois entram no sangue, onde já existem inúmeras outras substâncias químicas. Mas se a química faz parte da Natureza e da Vida, ela também faz parte integrante da Sociedade moderna. Hoje em dia, já ninguém imagina viver sem a segurança dos compostos químicos “antibióticos”, sem o prazer das cores das substâncias químicas “corantes”, sem a higiene proporcionada pelas substâncias químicas “detergentes”, sem a comodidade dos polímeros “plásticos”, sem o conforto das modernas “fibras têxteis”. A verdade é que a Química está à nossa volta e faz parte das nossas vidas. E a “**Química das Coisas**” está presente na televisão, rádio, jornais, Internet, Redes Sociais e iPad.



MICA
ISAS

Apoios

A Química das Coisas foi produzida no âmbito do **Ano Internacional da Química 2011** e financiado pelo **COMPETE – Programa Operacional Fatores de Competitividade** e pelo **Ciência Viva, Programa Media Ciência**.

Equipa

- ♦ **Coordenação**
Paulo Ribeiro Claro (Universidade de Aveiro) e Mariana Barrosa (Science Office)
- ♦ **Coordenação Executiva**
Mariana Barrosa
- ♦ **Coordenação Científica**
Paulo Ribeiro Claro
- ♦ **Textos originais**
Paulo Ribeiro Claro, Maria de Fátima Pinto, Maria Helena Sá, Pedro Lázaro, Maria Teresa Claro e Ana Catarina Araújo
- ♦ **Adaptação e Edição dos textos**
Paulo Ribeiro Claro, Maria de Fátima Pinto (UA) e Mariana Barrosa (SO)
- ♦ **Consultadoria Científica**
Paulo Ribeiro Claro e Brian Goodfellow

Ficha Técnica

A Química das Coisas
Editora UA
Design: Science Office
Aveiro, 2014
154 páginas
ISBN: 978-972-789-396-6

Projecto financiado por



Uma produção

science  office

DPT Química da Universidade de Aveiro

A Universidade de Aveiro tem como missão expandir o acesso ao saber em benefício das pessoas e da sociedade através da investigação, do ensino e da cooperação. As atividades de promoção da cultura científica e tecnológica sempre foram assumidas como sendo pilares desta missão. O Departamento de Química da Universidade de Aveiro tem um excelente registo na área da promoção e divulgação da química e da cultura científica, com participação ativa e regular em diversas iniciativas da Universidade e em parceria com outras instituições, como a Sociedade Portuguesa de Química, a Fábrica Centro Ciência Viva de Aveiro e várias escolas da região. Paulo Ribeiro Claro, o investigador responsável por este projeto, têm já vasta experiência em ações de divulgação, sendo esta uma parte integrante do seu trabalho habitual.



Índice

A QUÍMICA DO AMOR	6	A QUÍMICA DO CHOCOLATE	83
A QUÍMICA DO ÁLCOOL	17	A QUÍMICA DOS COSMÉTICOS	89
A QUÍMICA DO DESCAFEINADO	23	A QUÍMICA DAS NOTAS DE EURO	93
A QUÍMICA DOS CEREAIS	29	A QUÍMICA DO EQUIPAMENTO DESPORTIVO	99
A QUÍMICA DO VERNIZ PARA AS UNHAS	34	A QUÍMICA DO FOGO DE ARTIFÍCIO	105
A QUÍMICA DAS TATUAGENS	39	A QUÍMICA DOS INSTRUMENTOS MUSICAIS	111
A QUÍMICA DAS LENTES DE CONTACTO	44	A QUÍMICA DA INVESTIGAÇÃO CRIMINAL	117
A QUÍMICA DOS POST-ITS	50	A QUÍMICA DO FOGO	122
A QUÍMICA DOS IMPERMEÁVEIS	56	A QUÍMICA DAS CORES DE OUTONO	128
A QUÍMICA DO SONO	62	A QUÍMICA DO PÃO	135
A QUÍMICA DO SAL	68	A QUÍMICA DO PASTILHA ELÁSTICA	140
A QUÍMICA DO COMPUTADOR	73	A QUÍMICA DAS PISCINAS	145
A QUÍMICA DOS DETERGENTES	79	A QUÍMICA DOS VITRAIS	151

A Química do AMOR



Num programa que desvende a química escondida no nosso dia-a-dia pode parecer estranho falar de amor. Quase sempre celebrado como um fenómeno espiritual, por vezes apenas físico, o amor raramente é visto como resultado da acção de algumas substâncias químicas sobre o nosso cérebro.

Sem querer diminuir tão nobre sentimento, a verdade é que o amor é um complexo fenómeno neurobiológico, baseado em actividades cerebrais como o desejo, a confiança, o prazer e a recompensa. Actividades estas que envolvem a acção de um número elevado de mensageiros

químicos. Assim, quando duas pessoas estão apaixonadas, existe mesmo química entre elas!

Os cientistas já encontraram muitas relações directas entre os compostos químicos que circulam no nosso sangue e actuam sobre o nosso cérebro e os comportamentos que temos nas diversas fases do amor.

Numa primeira fase, o desejo sexual é despertado pela circulação das hormonas sexuais, iniciada na adolescência: a testosterona nos homens e o estrogénio nas mulheres. A segunda fase é a fase da paixão. É a altura em que perdemos o

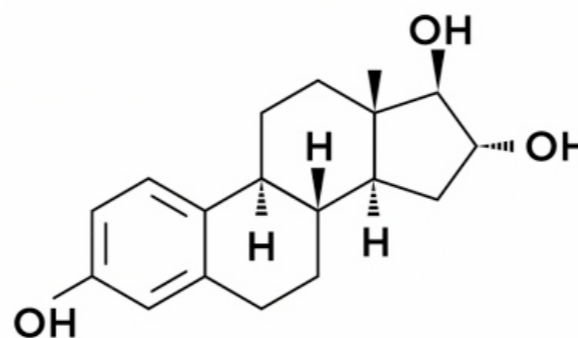
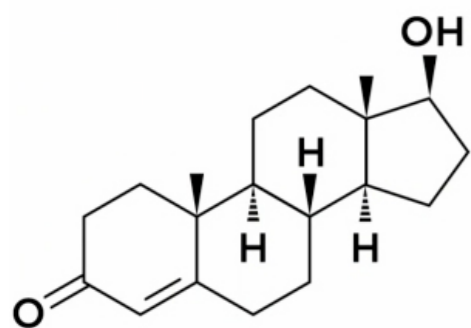
apetite, não conseguimos dormir e os nossos pensamentos passam a girar apenas em volta da pessoa amada.

Tudo isto acontece pela acção de um outro conjunto de compostos químicos que atuam no nosso cérebro: os neurotransmissores, como a noradrenalina, que acelera o bater do coração, a serotonina, que nos leva a ficar fixados no objecto da nossa paixão e a dopamina, que nos faz sentir felizes (e até um pouco tolos) só com um sorriso ou um olhar. Conseguem reconhecer os sintomas?!

Mas como ninguém consegue manter-se eternamente neste estado de euforia, passamos à terceira fase do amor, a fase de ligação a qual é garantida pela presença de duas hormonas que se libertam durante o ato sexual: a oxitocina, a chamada hormona do carinho e a vasopressina, cuja presença se acredita ser indispensável para garantir a fidelidade dos parceiros sexuais.

Estudos recentes dão também algumas pistas sobre a forma de os homens aumentarem o interesse das suas parceiras femininas.

Mas isso, é algo que não vamos revelar aqui.



Para saber mais

O amor é frequentemente celebrado como um fenómeno místico, muitas vezes espiritual, por vezes apenas físico, mas sempre como uma força capaz de determinar o nosso comportamento.

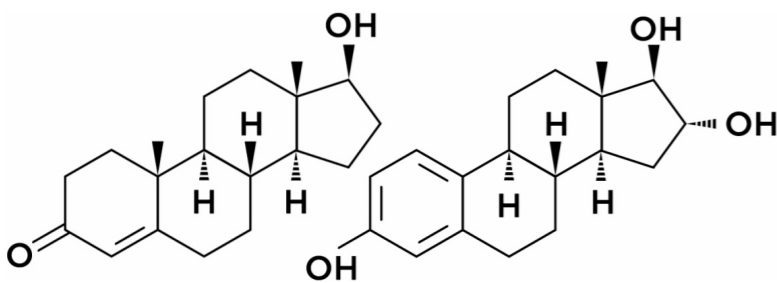


Fig. 1.1 A testosterona e o estrogénio são hormonas sexuais que atuam como uma espécie de cupido químico. São elas as responsáveis pela primeira fase do amor: a fase do desejo.

Sem querer discutir a magia do amor, hoje vamos apenas abordar o amor do ponto de vista da química que lhe está associada: os compostos químicos que atuam sobre o nosso corpo – sobre o nosso cérebro, em particular – e nos transmitem todas as sensações e comportamentos que associamos ao amor.

As 3 fases do amor romântico

Foi a antropologista Helen Fisher, famosa pelos seus estudos sobre a bioquímica do amor – e autora de vários livros, entre os quais o recente “Porque Amamos: a Natureza e a Química do Amor Romântico” –, que propôs a existência de 3 fases no amor, cada uma delas com as suas características emocionais e os seus compostos químicos próprios:

A primeira fase é chamada “fase do desejo” e é desencadeada pelas nossas hormonas sexuais, a testosterona nos homens e o estrogénio nas mulheres. É a circulação destas hormonas no nosso sangue – que se inicia na fase da adolescência – que torna o nosso cérebro interessado em parceiros sexuais, digamos assim. Ou, nas palavras de Helen Fisher “é o que nos leva a sair à procura de qualquer coisa”.

A segunda fase é a “fase da atração”, enamoramento ou paixão: é quando nos apaixonamos, ou seja, é a altura em que perdemos o apetite, não dormimos, não conseguimos concentrar-nos em nada que não seja o objeto da nossa paixão. É uma fase em que podem acontecer coisas surpreendentes, que por vezes dão origem a situações divertidas (para os outros) e embaraçosas (para nós): as

mãos suam, a respiração falha, é difícil pensar com clareza, há “borboletas no estômago”... enfim... e isto tem a ver com outro conjunto de compostos químicos que afetam o nosso cérebro: a noradrenalina que nos excita (e acelera o bater do coração), a serotonina que nos descontrola, e a dopamina, que nos faz sentir felizes.

Noradrenalina

A noradrenalina é um estimulante natural do cérebro, que pode estar associada à exaltação, euforia, falta de sono e de apetite.

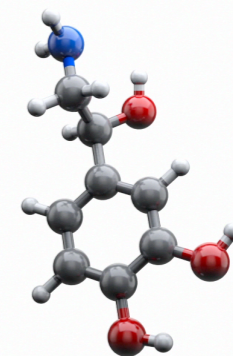


Fig. 1.2 Noradrenalina

Dopamina (3,4-dihidroxi-feniletilamina)

A presença de elevados níveis de dopamina no cérebro parece ser uma característica dos recém-apaixonados. O papel da dopamina é muito importante no mecanismo de desejo e recompensa e os seus efeitos no cérebro são análogos aos da cocaína. É um verdadeiro licor do amor.

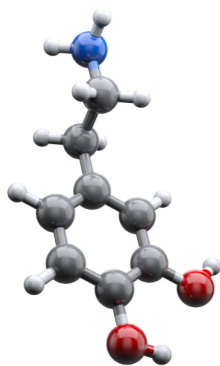


Fig. 1.3 Dopamina

Serotonina

Os baixos níveis de serotonina, por seu lado, parecem estar associados à fixação no ser amado. A Prof. Donatella Marazziti (Univ. Pisa) no decorrer dos seus estudos com doentes que sofriam a perturbação

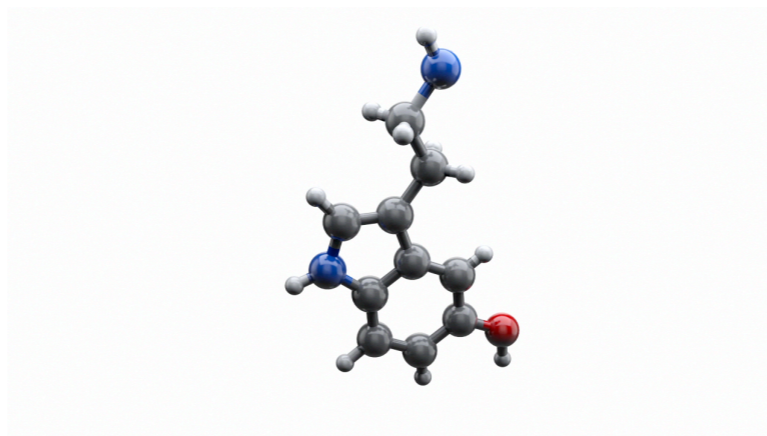


Fig. 1.4 Serotonina

obsessiva compulsiva, descobriu que os baixos níveis de serotonina de quem se apaixona se aproximam dos níveis característicos desta doença mental: aparentemente, o amor deixa-nos loucos – de verdade!

Feniletilamina

Curioso é verificar que todos estes compostos químicos – designados por neurotransmissores, já que participam nas transmissões do sistema nervoso e no cérebro – são controlados por um outro, chamado feniletilamina que está presente no chocolate. Estará aqui a razão para o chocolate ser uma prenda tão apreciada para os namorados, ou para ser tantas vezes a compensação para um amor não correspondido?

Aparentemente, a feniletilamina é degradada rapidamente no sangue, pelo que não haverá possibilidade de atingir uma concentração elevada no cérebro por ingestão...

A feniletilamina controla a passagem da fase do desejo para a fase do amor e é um composto químico com um efeito poderoso sobre nós, tão poderoso, que pode tornar-se viciante. Os dependentes da feniletilamina – e dos seus auxiliares – tendem a saltar de romance em romance, abandonando cada parceiro logo que o cocktail químico inicial se desvanece... Quando permanecem casados, os viciados do amor são frequentemente infiéis, na busca de mais uma dose de excitação extra. Mas este tipo de viciados tem um problema: o nosso corpo desenvolve naturalmente a tolerância aos efeitos da feniletilamina e cada vez é necessário

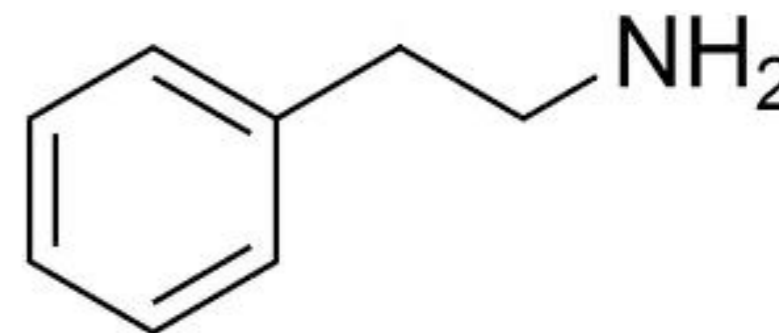


Fig. 1.5 Feniletilamina

maior quantidade para provocar o mesmo efeito.

A terceira fase é a “fase de ligação” – passamos à fase do amor sóbrio, que ultrapassa a fase da atracção/paixão e fornece os laços para que os parceiros permaneçam juntos. Há duas hormonas importantes nesta fase: a oxitocina e a vasopressina.

Oxitocina

A oxitocina é uma pequena proteína, com apenas nove aminoácidos, produzida numa zona cerebral que se chama hipotálamo. Esta proteína actua tanto em certas partes do corpo (como por exemplo na indução do trabalho de parto) quanto em regiões cerebrais cuja função está associada com emoções e compor

tamentos sociais. Em animais, a oxitocina contribui para as uniões sociais (incluindo uniões macho-fêmea e uniões mãe-filho) e pensa-se que também actua diminuindo as resistências que os animais têm à proximidade de outrem.

E tem o mesmo efeito na espécie humana. Num estudo efectuado em 2003, verificou-se que a inalação de oxitocina provoca um aumento da confiança nos outros.

Esta hormona é libertada por ambos os sexos durante o orgasmo. O que parece indicar que quanto mais sexo um casal praticar, maior é a ligação química entre eles...

H. Fisher sugere mesmo que a melhor forma de uma mulher se re-apaixonar pelo seu companheiro – na fase em que a relação já esfriou – é ter sexo (e, sobretudo, orgasmos) com ele.

Vasopressina

A vasopressina é actualmente conhecida como a hormona da fidelidade. É também uma pequena proteína de nove aminoácidos (8 dos quais comuns à oxitocina) e o seu papel no corpo humano é vasto – o nome vasopressina, por exemplo, está claramente relacionado com a sua acção sobre a pressão sanguínea – mas algumas experiências recentes com um tipo de roedor dos campos revelaram a sua importância no comportamento monogâmico dos machos. Os estudos de comportamento do referido roedor dos campos

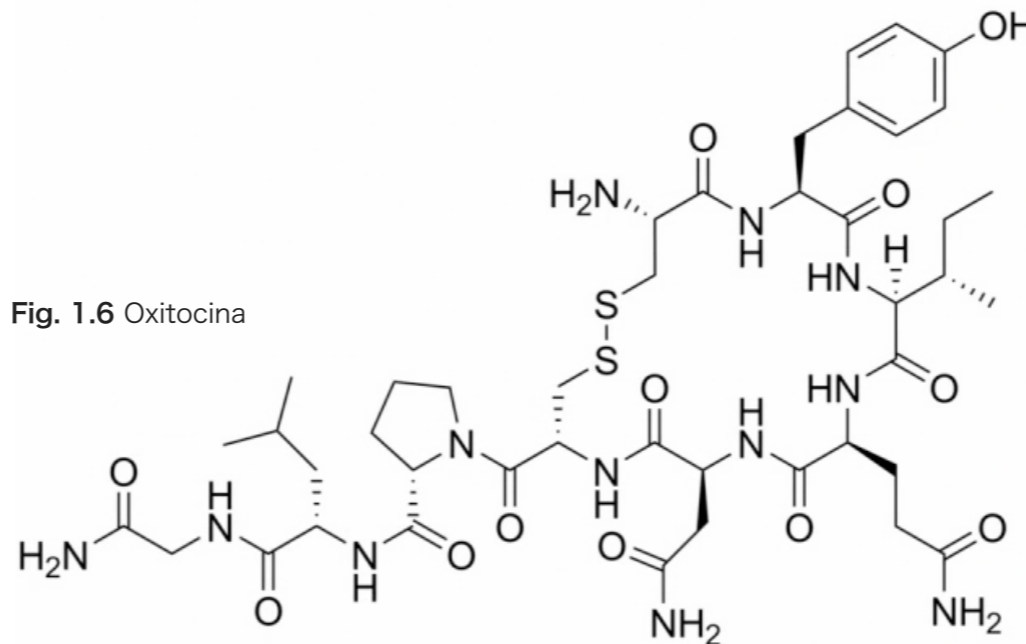
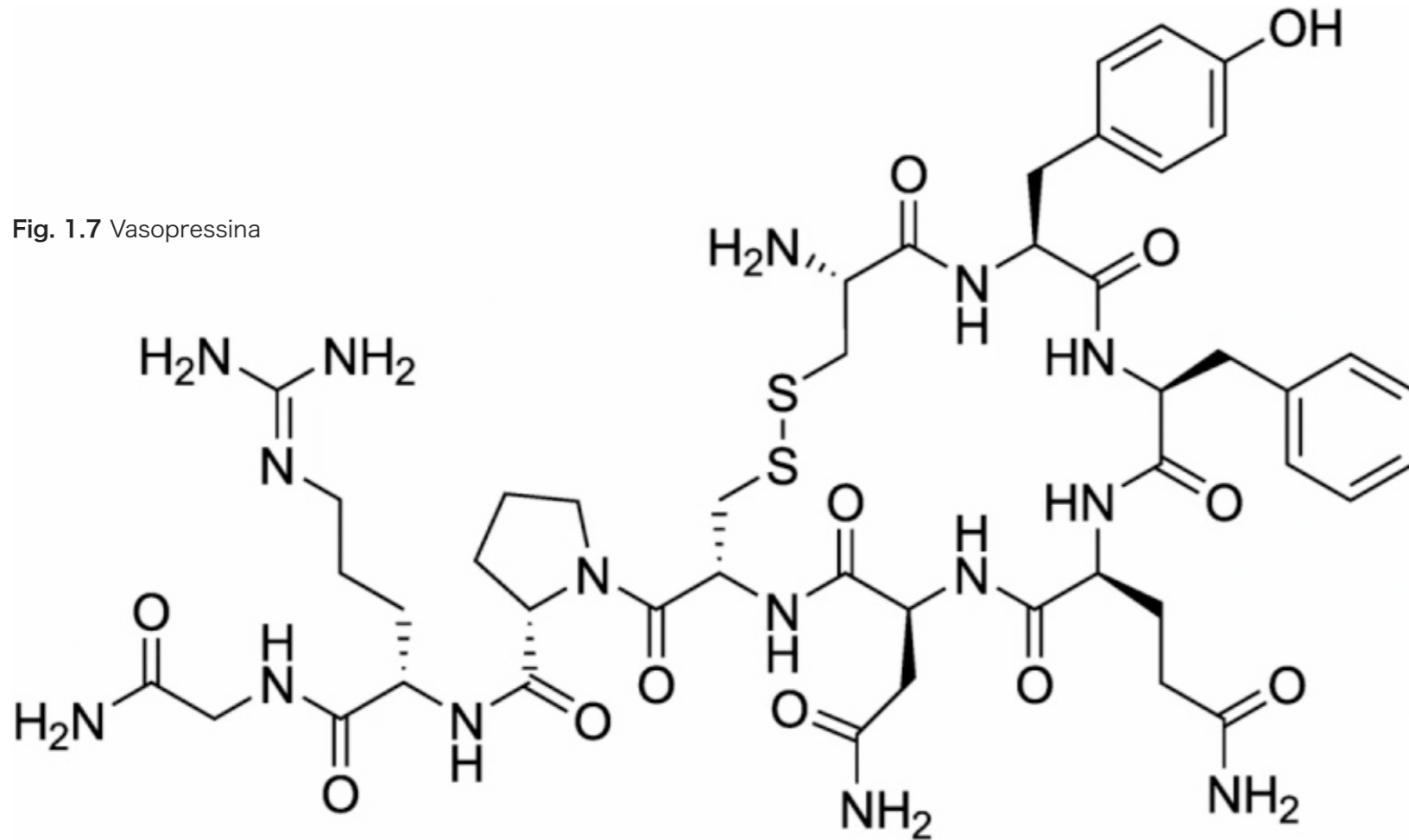


Fig. 1.6 Oxitocina



Fig. 1.7 Vasopressina



mostraram que antes do acasalamento, a relação dos machos com os outros machos e fêmeas era uniforme. Contudo, em cerca de um dia de acasalamento, o macho fica “preso” à fêmea para o resto da vida e não se aproxima de outras fêmeas nem admite a aproximação de outros machos. Aparentemente, é a produção de vasopressina após o ato sexual que determina este comportamento amoroso do macho. O facto de esta espécie

se envolver em muitos mais atos sexuais do que os necessários para a reprodução parece indicar a necessidade de produzir vasopressina (e também oxitocina) para manter os fortes laços do casal. A comparação com uma outra espécie de roedor, pertencente ao mesmo género, mas de comportamento promíscuo – isto é, sem qualquer relação duradoura entre parceiros – confirmou estas observações,

já que este apresenta um número muito reduzido de receptores de vasopressina.

Quando o roedor promíscuo é manipulado geneticamente para desenvolver receptores de vasopressina torna-se monogâmico. Por outro lado, quando a espécie monogâmica é injectada com um fármaco que inibe o efeito da vasopressina, os casais perdem a sua devoção mútua e o macho deixa de defender a fêmea da aproximação de outros machos.

A escolha do parceiro

Até agora não falámos no processo de escolha do parceiro, que tem também muita química! A escolha do parceiro é um processo inconsciente ou, pelo contrário, uma atitude muito racional? Bem, tudo indica que é muito pouco racional...

A escolha de um parceiro é um processo que visa garantir a continuidade da espécie. Mesmo que nós não pensemos muito nisso, a verdade é que se as escolhas fossem sempre mal feitas, a espécie não teria sobrevivido. Por exemplo, as fêmeas tendem a procurar um macho que garanta o sustento dos filhos, enquanto os machos devem procurar fêmeas com boa capacidade de reprodução.

Mas há outros fatores envolvidos: o parceiro escolhido deve ter os melhores genes possíveis, já que esses genes vão ser passados aos filhos... Nesta escolha assume um papel importante o chamado Complexo de Histocompatibilidade Principal (MCH na sigla inglesa). O Complexo de Histocompatibilidade Principal é uma região de genes que – dito de forma simplificada – determina quais as doenças a que somos resistentes.

No fundo, quando nos sentimos atraídos por alguém, pode ser apenas porque gostamos dos genes dessa pessoa. Mas como é que nós avaliamos os genes dos possíveis parceiros?

Este é um assunto ainda em discussão, mas no qual a química volta a assumir o papel principal!

É amplamente conhecido que vários animais, desde os insetos a muitos mamíferos, comunicam entre si através de substâncias químicas designadas por feromonas.

O nome feromonas deriva do grego *fero* (transportar) e de *hormona* (associado a excitar). Numa tradução livre, as feromonas são “transportadores de excitação”.

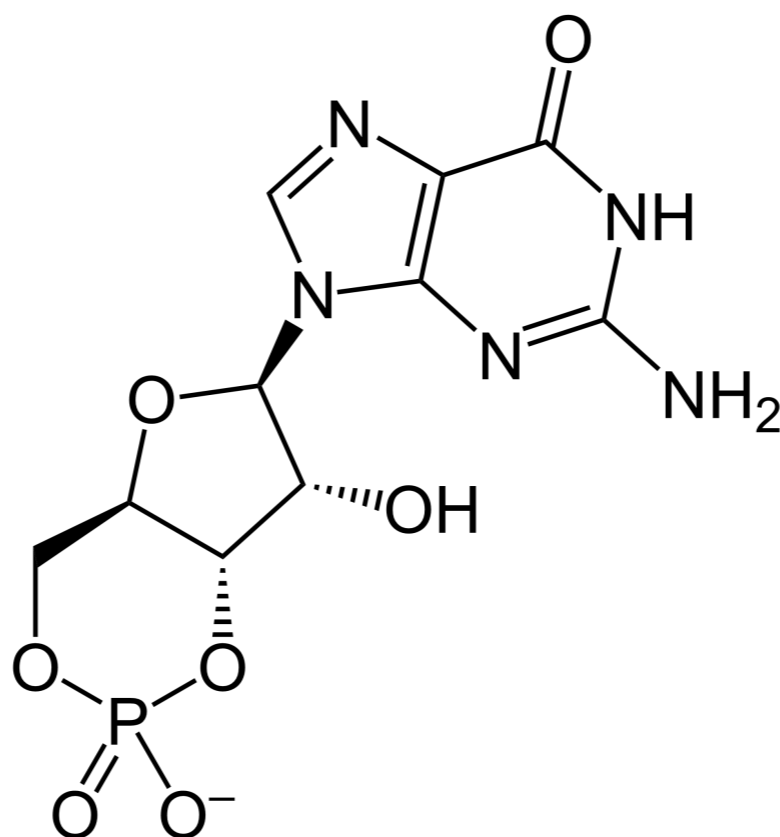


Fig. 1.8 Guanosina monofosfato cíclico

A primeira feromona a ser isolada, em 1961, recebeu o nome de bombicol, por ser a substância usada pelas fêmeas do bicho-da-seda – cujo nome científico é *bombyx mori* – para atrair os machos.

Até recentemente assumia-se que na espécie humana o processo de seleção de parceiros era baseado essencialmente em estímulos visuais. No entanto, hoje já é mais ou menos consensual na comunidade científica que a espécie humana também tem a capacidade de distinguir

os genes dos parceiros através do cheiro e que a visão pode ter um papel mais secundário.

Pelo menos esta é a conclusão do teste das camisolas suadas, realizado em 1995. Nesta experiência, um grupo de mulheres foi convidada a cheirar camisolas usadas por diferentes homens durante dois dias, manifestando depois a sua preferência. A preferência foi sempre pelos homens com perfis MCH bastante distintos dos perfis das próprias, ou seja, pelos parceiros mais adequados geneticamente.

Um resultado algo perturbador neste estudo foi o facto de as mulheres que tomavam a pílula no momento do estudo terem demonstrado preferência por odores correspondentes a perfis genéticos idênticos aos seus.

A questão que ainda se põe atualmente é se na espécie humana existe o órgão específico para detetar feromonas – o chamado órgão vomeronasal, presente no nariz de vários mamíferos. Se assim for, então a espécie humana possui de facto seis sentidos para se aperceber do mundo que nos rodeia, sendo o sexto sentido a capacidade de detetar feromonas.

A este propósito há uma pequena história que merece ser contada: em 1960, um investigador de nome Berliner, que dirigia a investigação sobre a química da pele humana, notou que os seus colaboradores, normalmente pouco comunicativos durante o seu trabalho de laboratório se tornavam mais alegres e expansivos quando ele deixava aberto um frasco com compostos químicos extraídos de células da pele. Fechando o frasco, a equipa imediatamente voltava à sua disposição sorumbática habitual. Berliner anotou o facto, mas como tinha outros interesses na altura, guardou o frasco no frigorífico... onde o deixou por vinte anos. Só em 1980 a curiosidade venceu e levou Berliner a tirar o frasco do frigorífico e estudar o efeito observado, tendo concluído que estava perante um efeito de feromonas. Daí a formar uma companhia para produzir perfume com feromonas foi um pequeno passo. Criou uma marca – a marca Realm – com versão para homem e a versão para mulher, de acordo com a origem dos extratos usados. O objetivo do Realm não era contudo garantir a sedução de um parceiro, mas apenas o de criar ao utilizador a boa-disposição, o à-vontade, e a auto-confiança que facilitaria o contato com o sexo oposto. Hoje já é possível encontrar –

particularmente através da internet – inúmeras marcas de perfume que se anunciam “com feromonas” que garantem a sedução de todos os homens – ou todas as mulheres – que quiser... ou com taxas de eficácia de 70% (o que pode ser ainda melhor, porque mantém alguma dúvida no processo). No estado atual do conhecimento, é muito provável que estes “perfumes com feromonas tiro-e-queda” sejam apenas mais uma forma de apanhar dinheiro aos crédulos. Mas também é verdade que a comunidade científica começa a perceber melhor o funcionamento destes mecanismos químicos... e a aceitar a sua existência.

Embora a investigação em feromonas possa vir a definir o futuro do acasalamento humano, a verdade é que a espécie tem sobrevivido bem sem saber nada da química de feromonas. Os nossos processos de escolha de parceiros, de namoro e de acasalamento, sejam eles quais forem, são inegavelmente eficazes – como comprova uma população de mais de 7 mil milhões de pessoas.

Curiosidade

Apesar de todo o arsenal químico de que o corpo humano dispõe para garantir a aproximação entre machos e fêmeas – e garantir a existência de actividade sexual – a verdade é que é bastante elevada a procura de compostos químicos que funcionem como auxiliares adicionais. Neste grupo destacam-se – até pelo impacto mediático que têm recebido – os promotores do desejo sexual (afrodisíacos), e os promotores da ereção masculina (como o Viagra®). É interessante referir que enquanto no caso dos homens o problema que se procura ultrapassar é a dificuldade em obter a ereção apesar do desejo (disfunção erétil), no caso das mulheres considera-se que a “disfunção sexual feminina” é a falta de desejo.

Esta secção descreve quatro moléculas representativas: o NO e o Sildenafil (associados ao mecanismo da ereção masculina), o Bremelanotide (o primeiro afrodisíaco comprovado) e a Noretindrona (base da primeira pílula anti-concepcional).

Óxido nítrico, NO

A molécula de NO (um átomo de nitrogénio ligado a um átomo de oxigénio) foi durante muito tempo conhecida como um produto indesejável dos escapes dos automóveis e um poluente com responsabilidades na formação de chuvas ácidas. O seu papel no corpo humano foi ignorado até 1987, quando os cientistas se aperceberam que o NO podia ser produzido pelas células dos vasos sanguíneos – e que quando libertado para o interior das artérias provoca o relaxamento das células musculares próximas, e desta forma baixa a pressão arterial. Estes resultados permitiram compreender como é que os comprimidos de nitroglicerina actuam no controle da angina de peito. E em 1991 foi descoberto que o NO é importante no processo da erecção do pénis: os estímulos eróticos enviam um sinal aos nervos do corpo cavernoso (o músculo esponjoso do pénis) para que este liberte NO. O NO assim libertado origina o aumento dos níveis de guanosina monofosfato cíclico (GMPc) que por sua vez, provoca o relaxamento do músculo. É este relaxamento do corpo cavernoso que permite a entrada do sangue e a consequente erecção.

Sildenafil

Mais conhecido como Viagra®, o Citrato de Sildenafil é um fármaco desenvolvido nos anos 90 pelos laboratórios farmacêuticos Pfizer, aprovado para uso no tratamento da disfunção erétil pela autoridade norte-americana para os medicamentos (FDA – Food and Drug Administration) em 27 de Março de 1998.

O Citrato de Sildenafil começou a ser estudado pelos laboratórios Pfizer no controle da hipertensão e da angina de peito, mas na fase de testes com voluntários estes reportaram o facto de o medi-

camento induzir erecções penianas, levando a empresa comercializá-lo como tratamento para a disfunção erétil. O seu mecanismo de acção está fortemente relacionado com o papel do NO na erecção. De uma forma simples, a molécula de Sildenafil protege da degradação a molécula de guanosina monofosfato cíclico (GMPc), e portanto, permite a relaxação muscular necessária à erecção.

Depois da comercialização do Viagra, outras empresas farmacêuticas introduziram no mercado moléculas inibidoras da degradação do GMPc, como o tadalafil (Cialis®, da Eli Lilly) e o vardenafil (Levitra®, da Bayer).

Uma particularidade interessante deste mecanismo de acção é que ele só funciona depois de os estímulos eróticos desencadearem a libertação de NO, ou seja, não funciona na ausência de desejo sexual. Isto significa que não há qualquer base química/fisiológica para a utilização crescente do Citrato de Sildenafil, ou dos seus análogos, como afrodisíaco (o que não quer dizer que não possa resultar simplesmente por efeito placebo).

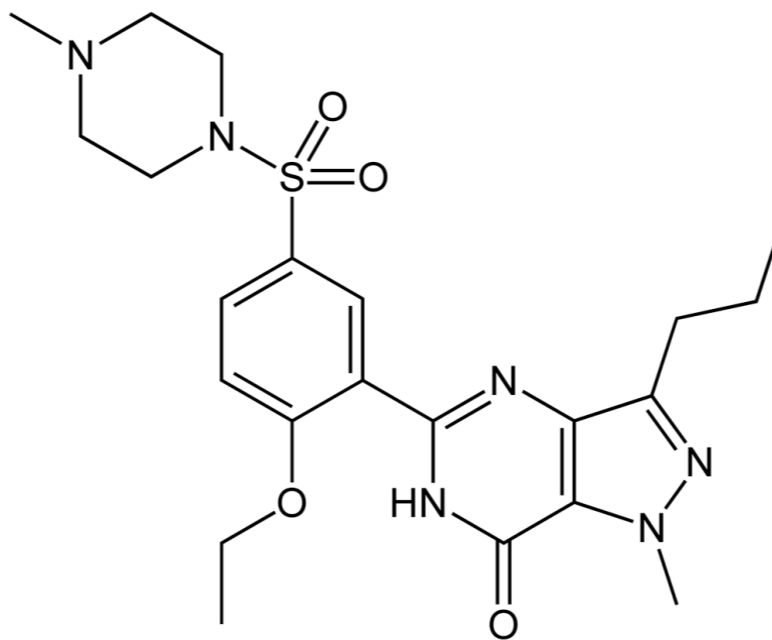


Fig. 1.9 Citrato de Sildenafil.

Bremelanotide

Entre os “auxiliares” mais procurados estão os afrodisíacos, ou seja, os compostos químicos capazes de provocar o desejo sexual. E é também sobre estes que estão disseminados os maiores mitos e os maiores equívocos. Por exemplo, os alegados efeitos afrodisíacos do pó de corno de rinoceronte estão provavelmente ligados à quase extinção desta espécie. Por outro lado, o pó de cantárida, à base do corpo triturado deste besouro, é conhecido por provocar irritação na zona genital, mas dificilmente se pode confundir o ardor ou comichão com desejo sexual. Actualmente, é na internet que se encon-

tram com facilidade os produtos infalíveis que deixarão as mulheres (ou os homens) loucas de desejo.

Na verdade, até ao início do século não existia qualquer substância química com efeitos afrodisíacos comprovados cientificamente (incluindo o corno de rinoceronte!). Mas no início deste século a empresa farmacêutica Palatin Technologies encontrou um polipeptídeo (ou pequena proteína), com apenas 7 aminoácidos, inicialmente designada por PT-141, capaz de provocar o desejo sexual em homens e mulheres. O PT-141 desencadeia o desejo sexual não devido a uma qualquer acção periférica, ao nível dos órgãos genitais, mas

através de uma acção ao nível central, na região cerebral do hipotálamo, de onde partem as respostas aos estímulos sexuais.

Em 2006, o PT-141 foi estrela numa conferência internacional de sexologia, já com o nome de Bremelanotide e depois de iniciados os ensaios que permitiriam a sua aprovação para comercialização. Mas em 30 de Agosto de 2007 a empresa reconheceu publicamente que havia sérias preocupações da autoridade americana para os medicamentos (FDA – Food and Drug Administration) relativas ao aumento da pressão arterial provocado pelo Bremelanotide. Face a este efeito secundário, em Maio de 2008, a Palatin Technologies acabou por anunciar a desistência da produção deste composto como afrodisíaco (embora mantenha os estudos iniciais, como fármaco para tratamento de choque hemorrágico). No entanto, anunciou imediatamente a intenção de apostar num outro composto de efeitos afrodisíacos comprovados, por enquanto apenas conhecido como PL-6983, que em testes com animais revelou não provocar aumento da pressão arterial. Pode dizer-se que aguardamos mais “novidades excitantes” nesta área de investigação.

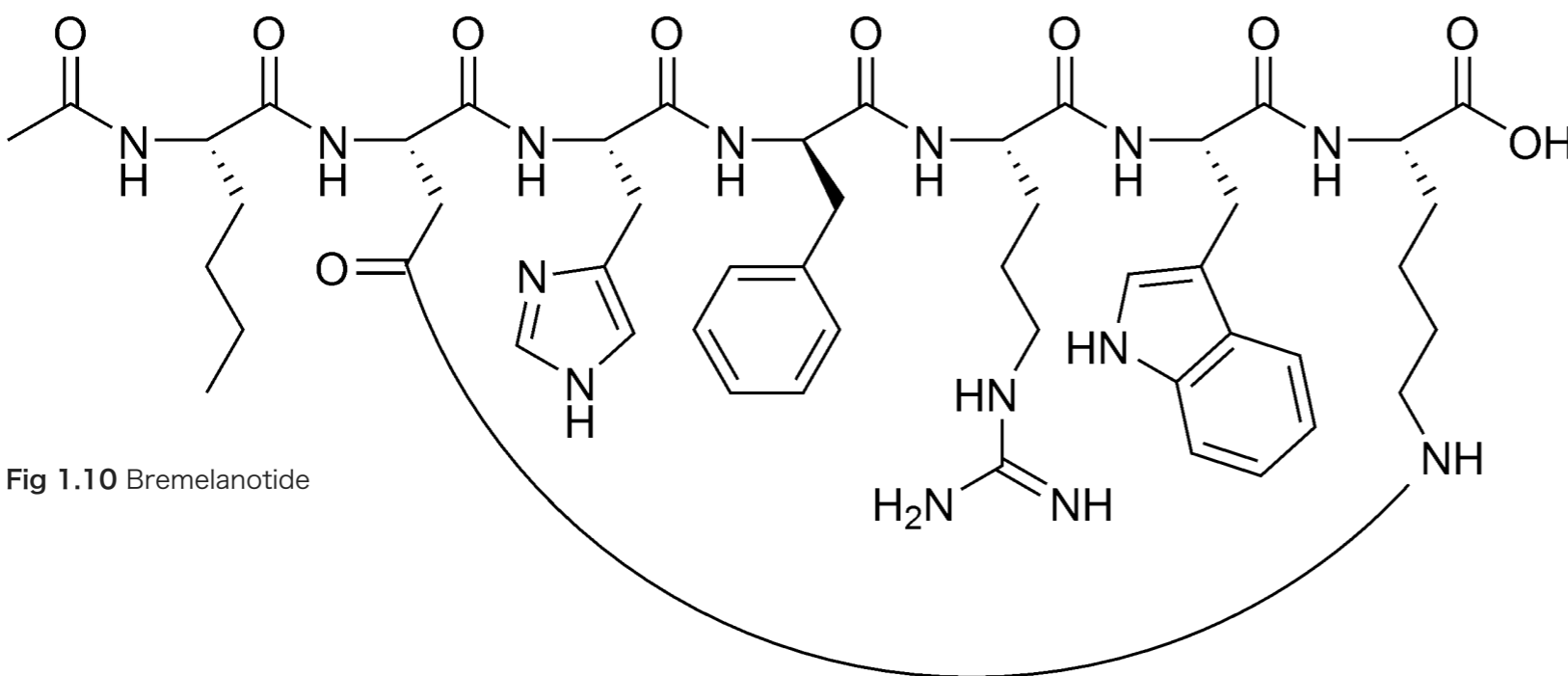


Fig 1.10 Bremelanotide

Noretindrona

Neste grupo de fármacos auxiliares merece também ser incluída a pílula anticoncepcional. Embora não seja propriamente um produto de auxílio ou estímulo à actividade sexual, a verdade é que a pílula, ao permitir sexo sem gravidez, contribuiu para uma verdadeira revolução (não só sexual) na sociedade ocidental.

No entanto, a pílula anticoncepcional pode ter efeitos inesperados sobre o processo de selecção dos parceiros sexuais. De facto, no “teste das camisolas suadas” anteriormente referido, nem todas as mulheres acertaram com o parceiro geneticamente mais adequada para reprodução: as mulheres que tomavam a pílula no momento do estudo demonstram preferência por odores correspondentes a perfis genéticos idênticos aos seus. A explicação para este comportamento tem sido relacionada com os efeitos das alterações hormonais observadas em fêmeas de outras espécies. Por exemplo, é sabido que as fêmeas de rato, após engravidarem, voltam a preferir a companhia de indivíduos geneticamente próximos (irmãos, pais, primos...) porque estes as protegem, como forma de protecção dos genes da família. Embora o paralelismo deva ser feito com

reservas, é possível que a pílula – ao simular na mulher alguns efeitos da gravidez – induza a mulher a preferir a companhia de familiares, ou seja, indivíduos geneticamente próximos. Dada a importância do contacto social na escolha de parceiros, a pílula pode induzir a mulher a escolher parceiros “errados” do ponto de vista da variabilidade genética.

A pílula anticoncepcional mais utilizada actualmente é uma combinação de um estrogénio e um progestagénio, para impedir o processo de maturação do óvulo (o primeiro) e impede que um possível ovo fecundado se fixe no útero (o segundo).

Mas a primeira pílula contraceptiva oral tinha como composto base a Noretindrona, uma molécula que tem sido mencionada como uma das mais importantes na história de humanidade.

QdC@UA

As descobertas associadas à química do amor (e do sexo) podem surgir de forma inesperada. A síntese e caracterização de materiais microporosos – materiais sólidos cujos átomos se dispõem num arranjo que forma canais (os poros) nos quais cabem outras moléculas – é uma área de actividade importante na Universidade de Aveiro.

Recentemente, um trabalho de síntese e caracterização de um destes materiais, conhecido como ETS-4, realizado por investigadores do Departamento de Química, tornou-se notado pela ligação à química do sexo. O trabalho, publicado na influente revista da Sociedade Americana de Química, foi escolhido por esta sociedade para divulgação a enviar para jornalistas de todo o mundo. Motivo? O trabalho descreve as potencialidades do ETS-4 no armazenamento e na libertação de monóxido de azoto (NO) em presença de um fluido biológico, tipo sangue. Os investigadores concluíram que o desempenho deste material no armazenamento e libertação de NO é superior ao de outros materiais já conhecidos para o mesmo efeito. Percebeu-se que este material fixa o NO, que o liberta na presença de um fluido biológico e, mais importante, que o liberta gradualmente ao longo de um dia, ou seja, liberta o NO a um ritmo que é útil para fins terapêuticos.

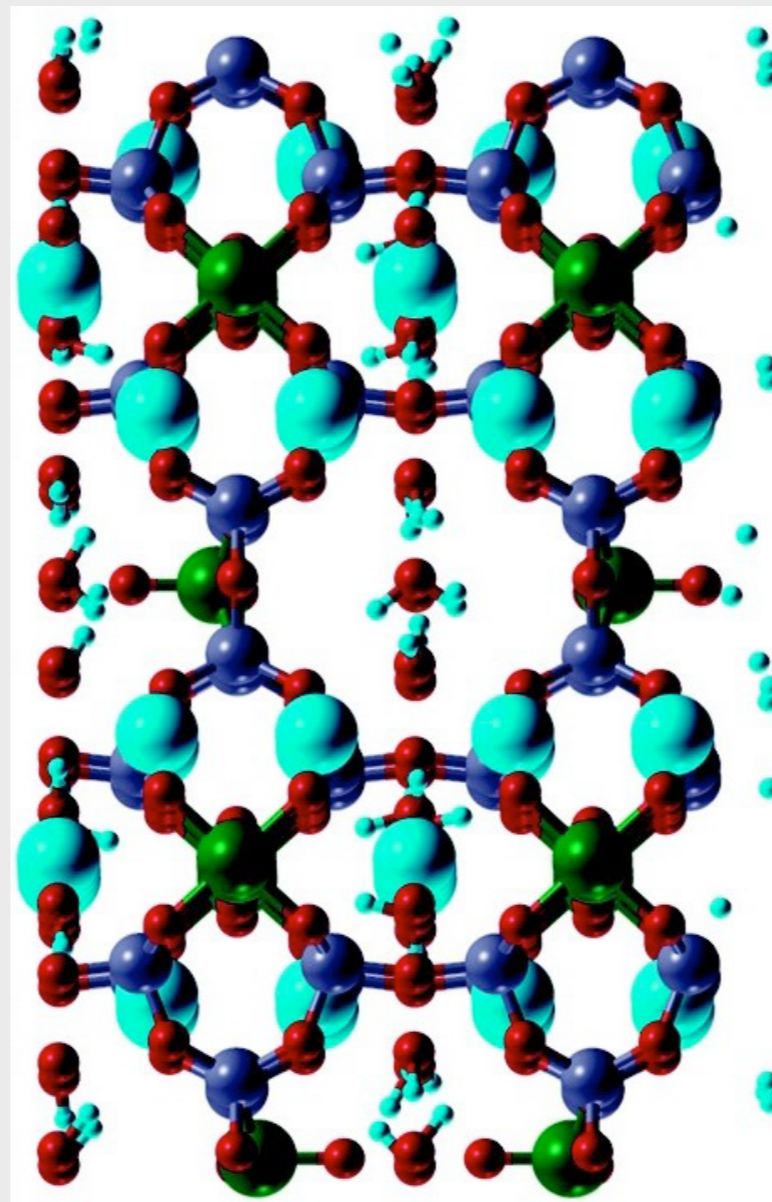


Fig. 1.12 Estutura do matrial microporoso ETS-4

Contacto

Prof. João Rocha
Departamento de Química / CICECO
Universidade de Aveiro

A Química do ÁLCOOL



Algumas substâncias químicas estão tão ligadas à nossa vida ou à nossa civilização que já nem nos referimos a elas como... substâncias químicas. É o caso da substância-tema de hoje.

Hoje falamos de um álcool, o etanol. Faz parte de uma família numerosa, que inclui membros como o metanol (que é venenoso) ou o etilenoglicol, usado como anti-congelante. O etanol é o único da família produzido para consumo humano desde os alvares da civilização – razão pela qual é conhecido simplesmente por álcool.

A química do álcool no nosso organismo – que é o mesmo que dizer “os efeitos do álcool sobre o nosso organismo” – já é bastante conhecida. Contudo, ainda existem muitos mitos associados ao álcool – por exemplo, o mito de que o álcool aquece.

Na verdade, o álcool é um vasodilatador periférico, isto é, aumenta o fluxo de sangue à periferia do corpo: às mãos, aos pés, ao rosto, e toda a pele em geral. Em situações de exposição ao frio, o nosso corpo protege-se afastando o sangue dessas zonas periféricas, mantendo-o quente no interior do corpo, junto a órgãos essenciais como o coração. O álcool contraria essa medida de segurança do

nosso corpo, levando o sangue quente até às extremidades – o que resulta na tal sensação de calor, mas que pode também resultar na morte por hipotermia!

Mas o álcool é um bom exemplo de que é a dose que faz o veneno. O consumo moderado de álcool não é considerado prejudicial. Há mesmo estudos que sugerem que o álcool consumido em peque-

nas quantidades tem efeitos positivos sobre o aparelho cardiovascular. Já o consumo excessivo está claramente associado a problemas que incluem – entre muitos outros – a hipertensão, a demência prematura, a falência do fígado e problemas de desempenho sexual.

A escolha é sua...

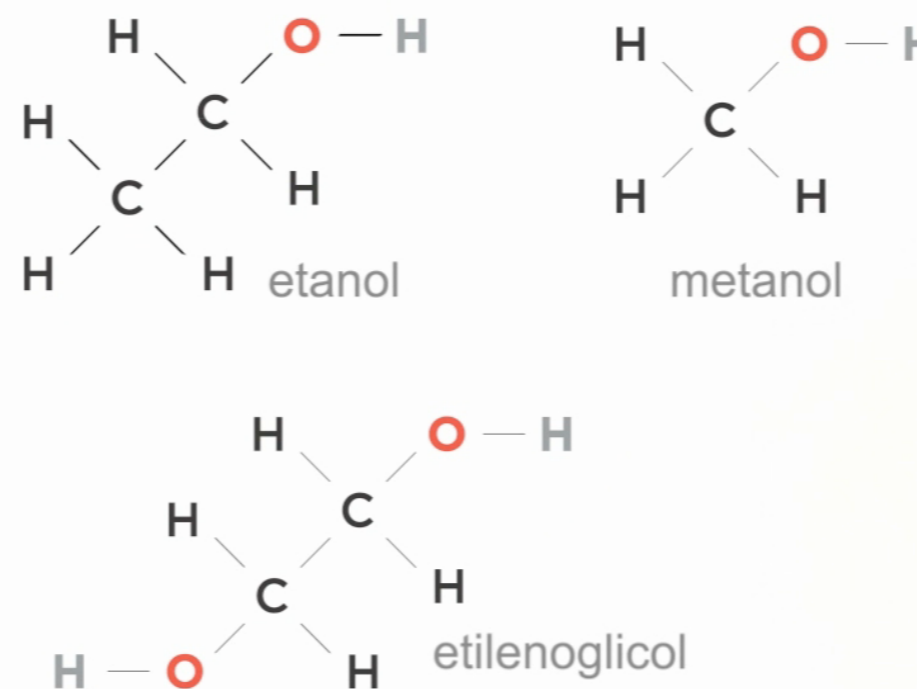


Fig. 2.1 Estrutura do etanol, do metanol e do etilenoglicol. Estes compostos têm em comum o facto de pertencerem a uma família numerosa de compostos químicos: os álcoois. Estes caracterizam-se por apresentarem na sua estrutura um ou mais grupos hidroxilo (OH).

Para saber mais

A convivência entre o álcool e o Homem é já antiga e provavelmente a sua relação terá começado num encontro do acaso: quando o homem da pré-história comeu uvas já fermentadas pelo calor do sol. No entanto, foi durante o período clássico da Grécia antiga e do império romano que o culto do vinho se popularizou, associado a divindades mitológicas como o deus Baco – deus do vinho, das festas e dos excessos.

Assim, cedo o Homem percebeu que esta substância estava associada a um estado de euforia e embriaguez.

Mas afinal, o que nos leva a chorar, rir e a não conseguir acertar com a chave na fechadura quando consumimos um pouco mais de álcool?

Os sintomas descritos ocorrem devido à forma como o etanol altera a química do sistema nervoso central, nomeadamente dos níveis de neurotransmissores no cérebro. Apesar de apenas cerca de 10% do álcool ingerido atingir o cérebro (a maior parte do álcool é metabolizado no fígado, razão pela qual este é dos órgãos mais atingidos pelo consumo excessivo de bebidas alcoólicas), esta quantidade é suficiente para destabilizar o GABA

(ácido gama-aminobutírico) – o principal neurotransmissor inibidor do sistema central.

Ou seja, o que o GABA faz é inibir as células do sistema nervoso central (neurónios), levando a uma menor libertação de outros neurotransmissores. Se inibimos algo que é inibitório por natureza estamos a provocar uma estimulação em alguns pontos do cérebro e por isso ficamos mais alegres e desinibidos quando bebemos. No entanto, o etanol inibe também o neurotransmissor excitatório glutamato, suprimindo os efeitos estimulantes e levando a um tipo de retardamento fisiológico.

Por fim, o etanol afeta ainda a produção de neurotransmissores, como a serotonina ou a dopamina, ambos responsáveis por sensações de prazer e bem-estar (ver “Química do amor”).

Mas este não é o fim da história uma vez que o efeito do álcool se prolonga no cérebro e termina muitas vezes sob a forma de ressaca.

A primeira causa (e sintoma) da ressaca é a desidratação, causada pela eliminação excessiva de urina que acontece normalmente quando consumimos álcool em excesso. A desidratação causa a sensa-

ção de secura, dor de cabeça e fadiga. Por outro lado, durante o processo de metabolização do etanol no fígado, este é convertido, inicialmente, em acetaldeído e depois em ácido acético. Quando a quantidade de etanol ingerida é superior à capacidade de metabolização do fígado, sentimos os efeitos da acumulação do acetaldeído (o qual é muito mais tóxico que o próprio etanol) no organismo: vermelhidão facial, tonturas e náuseas. De referir que nem todos possuímos a mesma capacidade de metabolização do acetaldeído. Por exemplo, a maioria da população oriental possui uma modificação na enzima responsável pela transformação do acetaldeído em ácido acético (designada enzima aldeído desidrogenase), o que faz com que os efeitos da acumulação de acetaldeído no organismo sejam sentidos precocemente. Esta é aliás uma das razões apontadas para o facto de as populações orientais terem uma menor probabilidade de desenvolver alcoolismo. Nesse sentido, investigadores da Universidade do Chile estão também a desenvolver uma vacina que deixa os pacientes com os efeitos de uma ressaca (durante cerca de 6 meses!) para os desencorajar a beber. A ressaca pode ser assim a cura para os efeitos prejudiciais do álcool.

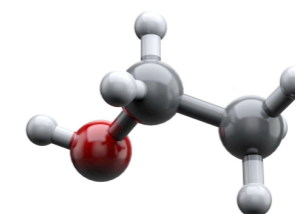
Curiosidade

O etanol pode ser considerado um verdadeiro combustível, que dá a sensação de calor quando bebemos um bom copo de vinho, mas que alimenta também a combustão de muitos motores movidos a biocombustível!

O primeiro carro movido a etanol foi também o primeiro carro moderno: o famoso Ford modelo T. Este modelo, desenvolvido por Henry Ford em 1908, estava preparado para utilizar gasolina ou etanol como combustível. Mas, no início do século XX, a produção industrial de etanol era muito dispendiosa quando comparada com o preço do petróleo, razão pela qual prevaleceu a gasolina. No entanto, as crises petrolíferas, o facto de o petróleo ser uma matéria não renovável, assim como os impactos ambientais que resultam da combustão dos derivados do petróleo, levaram ao desenvolvimento de combustíveis verdes: os biocombustíveis.

Os biocombustíveis, tal como o nome indica, são combustíveis de origem biológica (não fóssil, como o petróleo), sendo o bioetanol um dos que apresenta maior potencial de utilização. O bioetanol é obtido maioritariamente por fermentação de açúcares (extraídos da cana-de-açúcar ou melão) ou amidos (extraídos, por exemplo, do milho ou da batata-doce). Apesar de a sua origem vegetal ser a sua grande vantagem é também uma desvantagem, uma vez que implica a utilização da terra e das culturas que servem de alimento para a produção de combustível. No entanto, a utilização de biocombustíveis de segunda geração – nos quais a matéria-prima utilizada é a celulose e outras fibras vegetais presentes na madeira ou nas partes não comestíveis dos vegetais – assim como o desenvolvimento da produção de biocombustíveis através de microalgas, poderão fazer do bioetanol o combustível do futuro!

Etanol



Faça em Casa

O Anticongelante

O álcool que aquece e alimenta combustões pode também servir para evitar que, por exemplo, a água congele. Esta é uma propriedade muito útil dos álcoois, especialmente aproveitada em climas frios. Neste tipo de climas é comum a adição de anticongelantes aos radiadores dos carros, para evitar que a água dos sistemas de refrigeração dos automóveis congele, o que poderia levar à rutura do radiador. Os compostos anticongelantes mais comuns pertencem ao grupo dos álcoois (em química, os compostos orgânicos estão organizados em famílias; uma dessas famílias são os álcoois). Os álcoois mais utilizados nos radiadores dos carros são o etilenoglicol e o propilenoglicol.

O que propomos que faça em casa é que investigue se o álcool de uso doméstico (álcool etílico) também possui esta propriedade, de baixar a temperatura de congelação da água. Como referência vamos comparar com o efeito do sal quando adicionado também à água.

Material

- ♦ 8 Copos pequenos de plástico (tamanho dos copos de café)
- ♦ 1 Marcador permanente ou etiquetas
- ♦ 2 Medidores para pequenos volumes (podem ser 2 seringas ou 2 colheres de sopas)
- ♦ 1 Recipiente para guardar os copos (com tampa protetora)
- ♦ 1 Colher de café
- ♦ Sal de cozinha
- ♦ Água
- ♦ Álcool etílico 96%V/V.

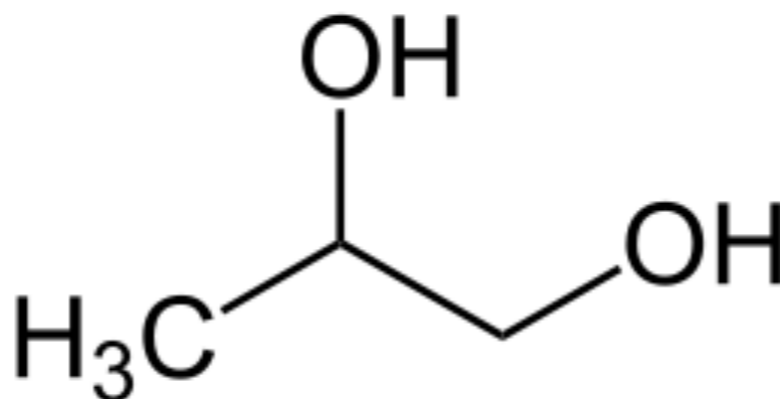


Fig. 2.3 Estrutura do propilenoglicol. A temperatura de congelação do propilenoglicol é -59°C , enquanto a da água pura é de 0°C .

Procedimento

- ♦ Comece por etiquetar os copos plásticos com: água, álcool etílico, A1, A2, A3, A4, S1, S2, S3 e S4.
- ♦ Nos copos de água e álcool etílico, adicione 5 colheres de sopa (bem cheias) do respetivo líquido.
- ♦ Nos copos com letra A adicione:
A1 – 1 colher (sopa) de álcool e 4 de água;
A2 – 2 colheres (sopa) de álcool e 3 de água;
A3 – 3 colheres (sopa) de álcool e 2 de água;
A4 – 4 colheres (sopa) de álcool e 1 de água.
- ♦ Nos copos com letra S coloque 5 colheres de (sopa) de água e adicione:
S1 – 1 colher (café) de sal;
S2 – 2 colheres (café) de sal;
S3 – 3 colheres (café) de sal;
S4 – 4 colheres (café) de sal.
- ♦ Agite muito bem, com uma colher, o conteúdo dos copos e coloque-os num recipiente, de forma que não possam verter.

- ♦ Tape o recipiente e com cuidado leve ao congelador.
- ♦ A cada 30 minutos, retire do congelador e faça observações durante cerca de 3 horas.

Resultado

Copos com e sem gelo!

O que aconteceu?

A água congela à temperatura aproximada de 0°C (aliás, a escala celsius de temperatura utiliza a temperatura de congelação e de ebulição (100°C) da água pura como pontos de referência). Por sua vez, a temperatura de congelamento do etanol puro é de -114°C. Apesar do etanol utilizado nesta atividade não ser puro (96%V/V significa que em 100ml da solução de álcool etílico, 96 ml são de álcool e 4ml de água), a sua temperatura de congelação é muito inferior à da água. Por esta razão, o copo com álcool etílico não congelou (a temperatura normal dos congeladores domésticos é de -18°C).

Ao misturarmos sal ou álcool à água estamos a dificultar a formação da rede que está na origem do estado sólido (gelo), pelo que existe uma diminuição da temperatura de congelação (este efeito é

bem conhecido nos climas frios onde o sal é adicionado às estradas para evitar a formação de gelo sendo que, cerca de 51% da produção mundial de sal é usada para a remoção da neve – ver “Química do sal”). No entanto, esta temperatura vai depender da proporção relativa em que a água e o álcool se encontram (ou da quantidade de sal adicionado) razão pela qual obtivemos diferentes resultados para os copos A1-A4 e S1-S4.

Nota de segurança

Esta experiência utiliza apenas sólidos e líquidos comuns. As crianças deverão sempre ser supervisionadas por um adulto responsável. Os autores e a Universidade de Aveiro não assumem qualquer responsabilidade por danos ou prejuízos sofridos em resultado das experiências descritas.

QdC@UA

Investigadores do Departamento de Química da Universidade de Aveiro apresentaram uma forma de produzir vinho branco sem adição de anidrido sulfuroso e, com isso, ganharam o prémio Investigação do AGROFOOD iTECH 2012, dirigido a projetos tecnológicos inovadores com potencial de comercialização. O projeto promete revolucionar a indústria do vinho e acabar com uma das maiores causas de dores de cabeça que algumas pessoas têm ao ingerir vinho: o anidrido sulfuroso que é adicionado durante a produção da bebida. Este composto é usado para evitar a proliferação de micro-organismos que degradam o vinho e as oxidações que lhe dão um tom castanho.

Contudo, as pessoas que não reagem bem a este composto queixam-se de dores de cabeça e má disposição depois de beber o vinho. A inovação da equipa, liderada pelos investigadores Manuel Coimbra e Cláudia Nunes, consiste na adição, durante a produção do vinho, de uma película constituída por um polissacarídeo chamado quitosana, que é extraído, por exemplo, das cascas dos caranguejos e dos camarões ou de fungos, e que substitui o anidrido sulfuroso. Este método, que conserva as práticas enológicas comuns a todas as adegas, é único no mundo e pretende revolucionar a indústria vinícola, uma vez que o seu custo não é muito superior em relação à adição de anidrido sulfuroso.

Contacto

Prof. Manuel Coimbra
Departamento de Química / QOPNA
Universidade de Aveiro

A Química do DESCAFEINADO



O “descafeinado” é mais um bom exemplo da presença da Química no nosso dia-a-dia.

O primeiro processo para obter o café descafeinado passava por lavar os grãos de café com um solvente orgânico – idêntico aos solventes das tintas e vernizes –, que dissolvia bem a cafeína, mas que dissolvia também os compostos que dão aroma e sabor ao café, deixando-o sem aroma nem sabor! Além disso, havia sempre o perigo da presença de resíduos do solvente nos grãos, com os consequentes efeitos nefastos para quem procurava esta forma supostamente mais saudável do café.

A situação mudou com a descoberta dos fluidos supercríticos e das suas propriedades como solventes.

Explicando melhor, vamos falar das alterações de estado da matéria com a pressão e a temperatura. Por exemplo, à pressão e temperatura ambiente, o dióxido de carbono é um gás, mas com o aumento da pressão pode passar a líquido, e se baixarmos a temperatura passa a sólido. Se aumentarmos a temperatura e a pressão, atinge um novo estado, o de fluido supercrítico – passando a apresentar pro-

priedades de líquido e de gás. Ou seja, um gás com a densidade de um líquido!

Hoje em dia, a cafeína é retirada do café por lavagem com dióxido de carbono supercrítico, em condições em que este dissolve a cafeína, mas não os aromas do café. Quando o café, já descafeinado, regressa à pressão ambiente, todos os resíduos de dióxido de carbono se evaporam. E mesmo que alguns vestígios permaneçam, não representam qualquer

problema para a saúde, já que o dióxido de carbono faz parte do nosso metabolismo.

Assim, graças aos desenvolvimentos da Química, os consumidores podem saborear o gosto e o aroma do café sem os efeitos prejudiciais da cafeína.

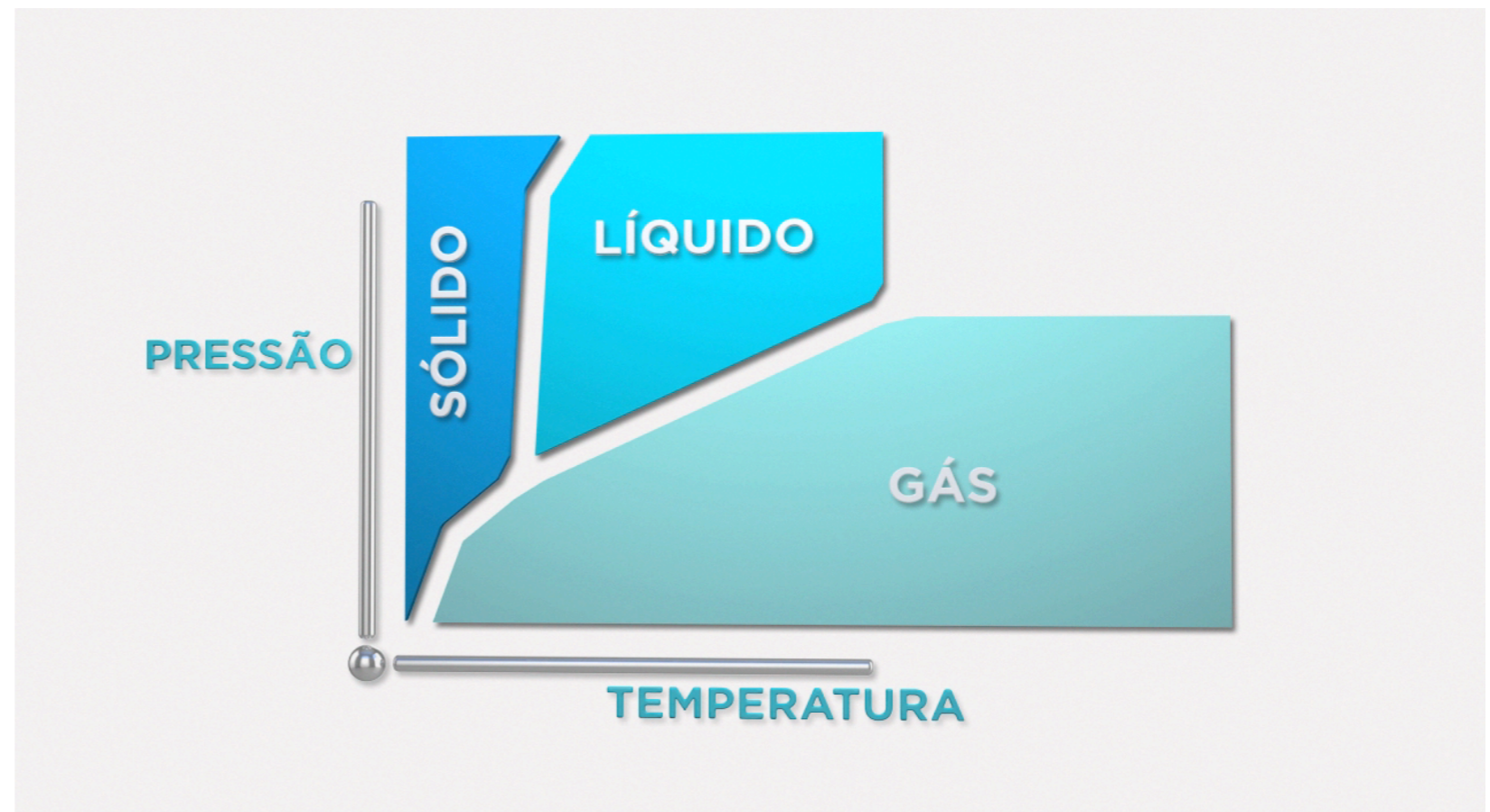


Fig. 3.1 Fases do dióxido de carbono de acordo com a pressão e temperatura.

Para saber mais

A cafeína é provavelmente o estimulante mais famoso em todo o mundo. Mas, o que sabemos nós sobre a química desta substância tão presente nos nossos hábitos alimentares? A cafeína, de fórmula química $C_8H_{10}N_4O_2$, existe na natureza, em mais de 63 espécies de plantas (as mais conhecidas são, para além do café, no cacau e no guaraná). O seu nome resulta de ter sido extraída pela primeira vez a partir do café, em 1821, pelo químico alemão Friedlieb Ferdinan.

Quando consumida, a cafeína é rapidamente absorvida pelo trato intestinal e distribuída pelo sangue para quase todos os tecidos do corpo (bem mais demorada é a sua eliminação pelo organismo, a qual varia de pessoa para pessoa, razão pela qual há quem se gabe de beber um café e adormecer sem problemas). No sistema nervoso central, a cafeína atua sobre os mesmos recetores que a cocaína, embora de uma forma mais mitigada. Ainda assim, a cafeína exerce um efeito estimulante suficiente para aumentar a concentração e o rendimento intelectual. Vários estudos sugerem que pode contribuir para aumentar o desempenho em tarefas manuais diminuindo o tempo de reação. Além disso, dilata os brônquios e

os vasos sanguíneos, aumentando a velocidade dos movimentos respiratórios. É também responsável pelo aumento das secreções digestivas, o que facilita a digestão e é dotada de propriedades diuréticas. Perante este cenário não admira que mais de 90% dos Europeus consumam cafeína. No entanto, também aqui a moderação é fundamental para o equilíbrio do organismo e de um bom sono!

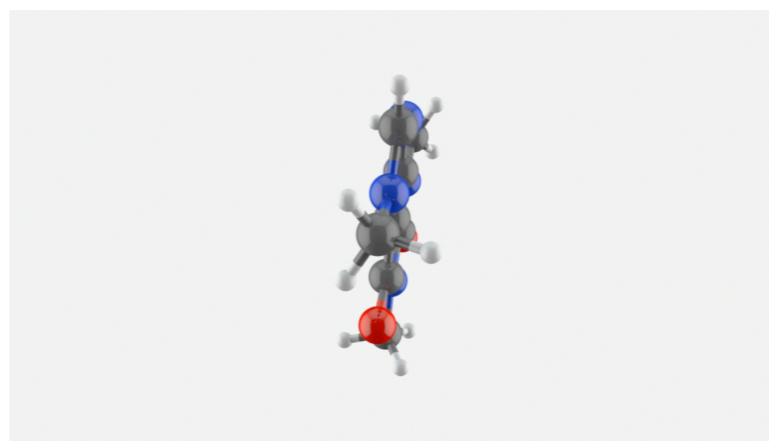


Fig. 3.2 Estrutura da cafeína. A cafeína existe em diversas bebidas para além do café. Por exemplo, a “teína” do chá foi isolada em 1827 e em 1831 ficou demonstrado que era afinal cafeína.

Voltando ao início, ao descafeinado, é importante referir que grande parte da cafeína é obtida industrialmente através do descafeinado! Confuso?

A cafeína pode ser sintetizada, laboratorialmente, a partir da dimetilureia ($C_3H_8N_2O$) e do ácido malónico ($C_3H_4O_4$) no entanto, este não é o processo usual para a sua produção industrial uma vez que a mesma é facilmente obtida (e de forma mais económica) como subproduto do processo de descafeinação.

São conhecidos três métodos para produção do descafeinado e consequente extração da cafeína, embora todos eles utilizem o mesmo princípio: o da passagem por um solvente, cujo objetivo é dissolver apenas a cafeína – a este processo de separação dá-se o nome de extração por solvente. Assim, para além da extração com recurso ao CO_2 ou com recurso a solventes orgânicos, existe um terceiro método no qual é utilizado como solvente a água (a água, dada a sua capacidade em dissolver a maior parte das substâncias, é também conhecida como solvente universal). Este processo baseia-se no facto de a solubilidade da cafeína em água aumentar com o aumento da temperatura. Assim, os grãos de café são imersos em água quente, o que permite a dissolução da cafeína, mas também de outros componentes do café. Para recuperar estes compostos, a água que contém a cafeína passa por um “filtro” de

carvão ativado, o qual adsorve as moléculas de cafeína e deixa passar as restantes. Por fim, os grãos de café (já sem cafeína) são de novo mergulhados nesta “água descafeinada” para recuperarem os aromas perdidos. Existem algumas variantes deste processo de descafeinação alguns dos quais, em vez de utilizarem “filtros físicos” para retirar a cafeína da água, recorrem a agentes descafeinantes, como o acetato de etilo.

Curiosidade

A utilização do dióxido de carbono supercrítico na indústria alimentar não se restringe apenas à descafeinação, pelo contrário, a lista de processos onde é utilizado é imensa e com tendência a aumentar: extração de aromas, pigmentos, antioxidantes e outras substâncias ativas de plantas, frutos e legumes (como os carotenos da cenoura ou a teobromina do cacau); obtenção do extrato de lúpulo para o fabrico da cerveja; redução do teor de colesterol; remoção de pesticidas de substâncias naturais, etc,etc. No entanto, não é só na indústria alimentar que o dióxido de carbono supercrítico é utilizado. As suas qualidades notáveis como solvente fazem com que este com-

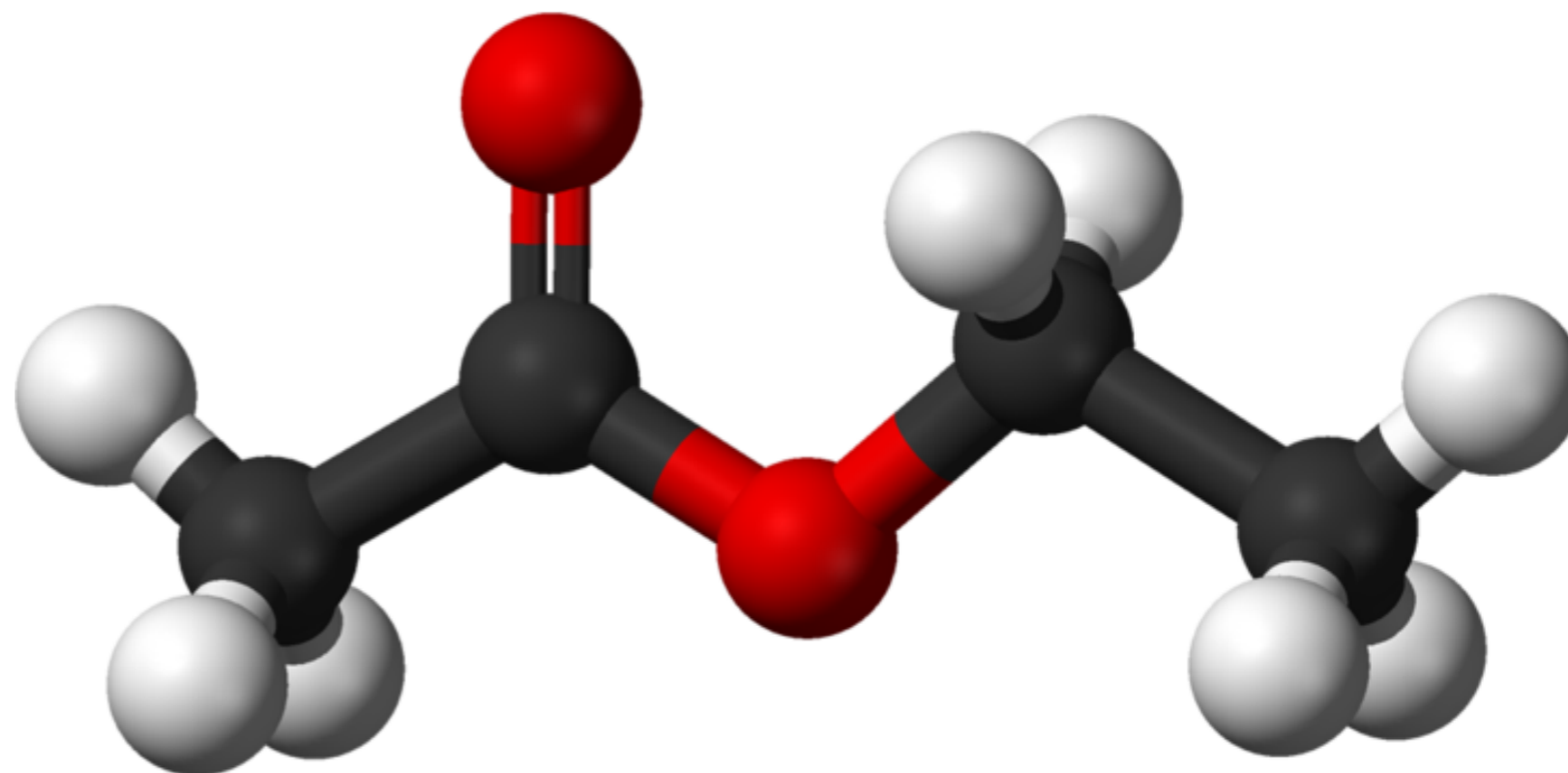


Fig. 3.3 Estrutura do acetato de etilo. O acetato de etilo é utilizado diretamente como solvente orgânico para extrair a cafeína ou como agente descafeinante. Uma vez que este composto está naturalmente presente em frutos como pêssegos ou maçãs, a sua toxicidade é considerada irrelevante.

posto seja atualmente utilizado nas mais diversas áreas: da indústria química, à farmacêutica passando pela eletrónica. Uma das suas principais vantagens reside no facto de este ser um solvente amigo do ambiente quando comparado com os solventes orgânicos e halogenados tradicionais, os quais, para além de serem tóxicos, prejudicam também o meio ambiente. Aliás, por esta razão, num futuro próximo todas as lavandarias poderão uti-

lizar o dióxido de carbono supercrítico para a lavagem a seco, substituindo assim o percloroetileno. Estações de tratamento de resíduos perigosos recorrendo a esta tecnologia estão também a ser desenvolvidas, embora aqui a água supercrítica possa ser a escolhida uma vez que, tal como já foi referido, a água é o solvente universal e em condições supercríticas torna-se um “solvente de outro mundo”. Mas não existe ainda a solução perfeita:

para a água se tornar um fluido supercrítico são necessárias temperaturas acima dos 350°C e uma pressão superior a 200 atmosferas!

Faça em Casa

A técnica de extração por solvente utilizada no processo de descafeinação tem aplicações nas mais diversas indústrias. Esta técnica consiste na separação de um ou mais componentes de uma mistura sólida por meio de um solvente líquido. Não só na indústria, mas também no dia-a-dia, recorreremos a esta técnica quando, por exemplo, preparamos um chá ou mesmo um café. O que propomos que faça em casa é a extração de um corante natural da beterraba através desta técnica e que investigue qual o melhor solvente para esse efeito – da mesma forma que grupos de cientistas estão continuamente à procura de melhores solventes para extrair a cafeína do café sem retirar aromas e sabores.

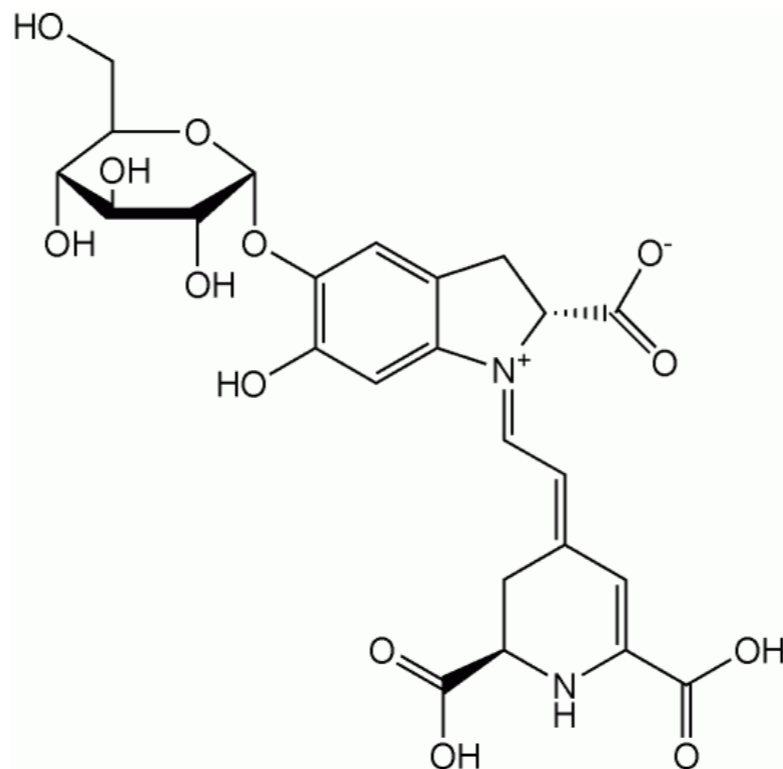


Fig. 3.4 Estrutura da betanina. A betanina é uma das betacianinas mais comuns nas beterrabas.

Material

- ♦ Beterraba (qualidade vermelha)
- ♦ Solventes: acetona, álcool e água
- ♦ 3 Copos de plástico transparentes
- ♦ Papel de cozinha
- ♦ Faca
- ♦ Caneta para marcar os copos

Procedimento

- (1) Comece por marcar os copos identificando os solventes: água, álcool e acetona.
- (2) De seguida, coloque em cada um dos copos cerca de 3ml do respetivo solvente (corresponde a aproximadamente 1,5cm de altura do copo).
- (3) Corte a beterraba em 3 pequenos pedaços iguais com ajuda de uma faca.
- (4) Passe os pedaços de beterraba por água e seque com papel de cozinha (para retirar o corante em excesso).
- (5) Coloque um pedaço de beterraba (o qual deve ficar completamente coberto pelo solvente) em cada copo, agite levemente e espere 5 minutos. Observe.
- (6) Volte a agitar os copos novamente e espere cerca de 30min. Verifique a tonalidade em cada copo.

Resultado

Diferentes tonalidades que representam diferentes capacidades de extração.

O que aconteceu

A cor das beterrabas deve-se a um conjunto de pigmentos designados por betalainas, os quais, juntamente com a clorofila, com as antocianinas e com os carotenos, compõem o leque de cores de plantas, frutos e vegetais (ver também “Química das cores de Outono”). As betalainas podem ainda ser divididas em duas classes: as betacianinas (responsáveis pela coloração roxo – avermelhada) e as betaxantinas (responsáveis pela coloração amarelada).

O objetivo desta atividade era determinar qual o melhor solvente para extração das betacianinas. O copo com acetona foi aquele que apresentou um tom vermelho mais forte o que significa que a acetona foi o solvente com maior capacidade para extrair os pigmentos da beterraba. Apesar de as betacianinas serem solúveis em água, este não é o melhor solvente uma vez que não consegue influenciar a permeabilidade da membrana

das células que armazenam as betacianinas. Estas membranas possuem uma região hidrofóbica (que repele a água) e uma região hidrofílica (que “gosta” da água). Uma vez que as moléculas da acetona apresentam na sua estrutura zonas semelhantes, possuem maior afinidade com a membrana e por isso conseguem mais facilmente extrair as betacianinas.

Nota de segurança

Esta experiência utiliza apenas sólidos e líquidos comuns. As crianças deverão sempre ser supervisionadas por um adulto responsável. Os autores e a Universidade de Aveiro não assumem qualquer responsabilidade por danos ou prejuízos sofridos em resultado das experiências descritas.



Fig. 3.5 Fotografia com os resultados da atividade. Coloração do extrato de beterraba nos diferentes solventes.

QdC@UA

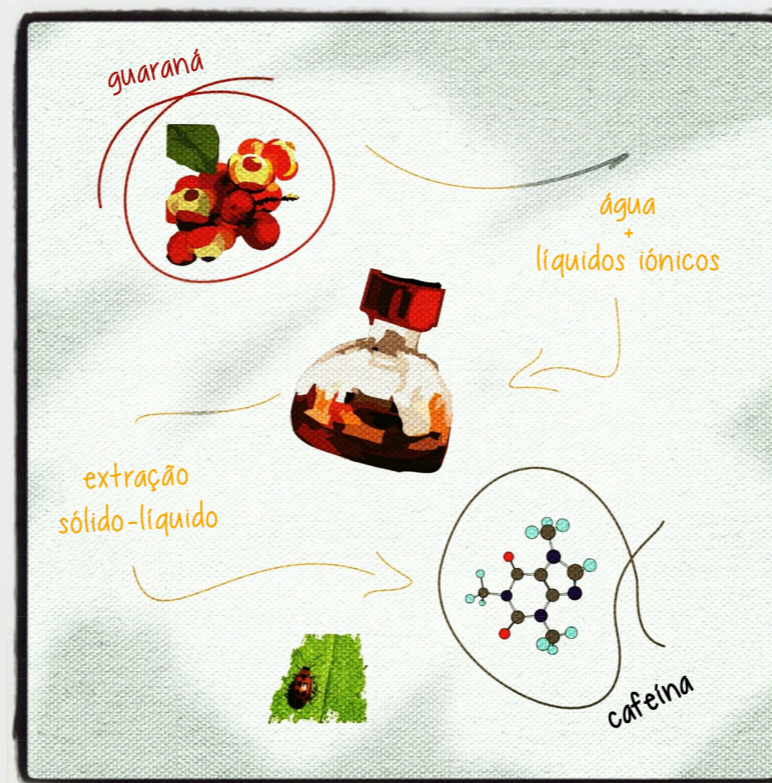


Fig. 3.6 Imagem de promoção da publicação científica: guaraná, água + líquidos iônicos, extração sólido-líquido, cafeína.

Contacto

Prof. João Coutinho
Departamento de Química / CICECO
Universidade de Aveiro

Os fluidos supercríticos são apenas um dos exemplos de sucesso na busca por solventes com as características mais adequadas aos processos industriais. No Departamento de Química da Universidade de Aveiro, a investigação abrange também um outro grupo de solventes inovadores: os líquidos iónicos.

Os líquidos iónicos são substâncias constituídas por espécies de carga negativa e positiva, os iões, tal como o conhecido cloreto de sódio (ver também “A Química do Sal”). No entanto, ao contrário dos sais “normais”, que formam cristais de elevado ponto de fusão – o cloreto de sódio funde acima dos 800°C –, os líquidos iónicos têm pontos de fusão muito baixos, mesmo abaixo da temperatura ambiente, razão pela qual são... líquidos!

É possível modular a composição dos líquidos iónicos de forma a obter o solvente mais adequado ao processo industrial pretendido, e há muita investigação a fazer nesta área. Um trabalho recente dos investigadores do Departamento de Química descreve a utilização de um novo líquido iónico como solvente eficaz na extração da cafeína a partir das sementes de guaraná – um passo importante para a possível utilização da cafeína, um pesticida natural, na proteção das culturas agrícolas.

A Química dos CEREAIS



O tema do programa de hoje é um pouco diferente do habitual, porque não se dedica à importância dos desenvolvimentos recentes da Química na nossa vida, mas aproveita os cereais do pequeno-almoço para demonstrar como ela está tão perto de nós. Por vezes nos mais pequenos e inusitados detalhes. Sabemos que o ferro, um dos elementos químicos mais abundantes do Universo, é essencial à vida e a sua carência pode provocar anemia, fadiga, perda de apetite, tonturas, problemas de crescimento, e muitos outros problemas de saúde.

A Organização Mundial de Saúde recomenda a ingestão de cerca de 15mg de ferro por dia. Evidentemente, isto não significa comer pregos ou parafusos, mas sim comer alimentos ricos em iões de ferro – a forma como este elemento aparece nos organismos vivos.

Mas embora ninguém pense em comer pedaços de ferro para melhorar a sua dieta, a verdade é que muitos o fazem sem saber, e logo ao pequeno-almoço! De facto, os fabricantes produzem os flocos de cereais ricos em ferro adicionando-lhes minúsculos pedaços de ferro metálico.

Sim, é verdade: cereais com uma pitada de limalha de ferro, uma delícia!

Se quiserem comprovar isto em casa, basta triturar uma porção de flocos de cereais num pouco de água e passear um íman pela pasta assim formada. Ao fim de algum tempo, o íman estará coberto com as pequenas partículas de ferro que foram adicionadas aos cereais.

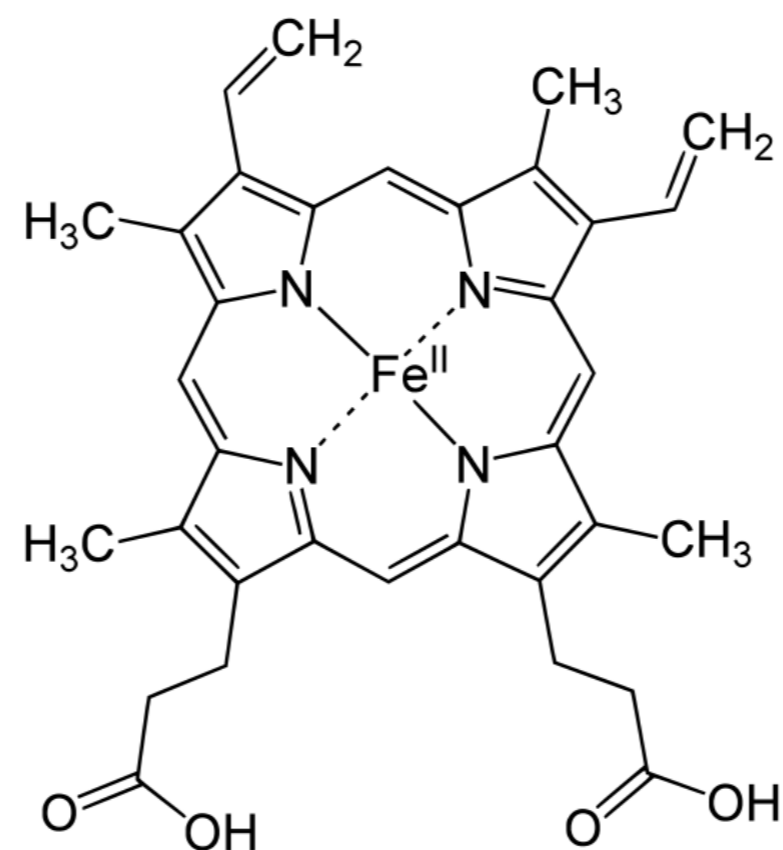


Fig. 4.1 Estrutura do grupo heme: o átomo de ferro, na forma de ião Fe^{2+} , ocupa o centro da molécula de porfirina. O grupo heme é parte fundamental da composição da hemoglobina.

Mas não se assustem, porque os químicos sabem há muito que os pequenos pedaços de metal são literalmente desfeitos no ambiente ácido do estômago, através de uma reacção química de oxidação, que os converte numa forma de ferro utilizável pelo organismo – os tais iões de ferro.

A Química ao serviço da nossa saúde via cereais do pequeno-almoço!

Para saber mais

O ferro é um elemento essencial à saúde humana, cumprindo numerosas e variadas funções no interior do corpo humano. A função mais conhecida do ferro é a sua ligação à porfirina, resultando na formação de um grupo heme, o qual faz parte da constituição da hemoglobina. A hemoglobina encontra-se nos glóbulos vermelhos e é graças à sua ligação ao oxigénio que este é transportado pelo sistema circulatório.

Para que o ferro desempenhe o seu papel no nosso organismo é necessário um pequeno batalhão de compostos bioquímicos que participam numa sequência concertada de reações químicas (ver Figura 4.2, e numeração dos passos). A absorção do ferro dos alimentos ocorre essencialmente no intestino delgado. Aqui, o ferro é absorvido pelas células intestinais 1 (enterócitos), ligando-se a proteínas chamadas ferritinas 2. Agarrado à ferritina, o ferro passa depois para a corrente sanguínea através de umas proteínas presentes na membrana dos enterócitos chamadas ferroportinas 3, as quais funcionam, literalmente, como “portas” para passagem do ferro. Uma vez no sangue o ferro liga-se a uma outra proteína (transferrina 2) que o transporta até à

medula óssea. Aqui vai servir para a síntese da hemoglobina, a qual fará parte dos glóbulos vermelhos jovens que estão a ser produzidos pela medula óssea. Quando os glóbulos vermelhos chegam ao fim do seu tempo de vida (cerca de 120 dias), são “engolidos” por células chamadas macrófagos 5. Estas células destroem os glóbulos vermelhos e recuperam o ferro 6, armazenando-o no seu interior ligado à ferritina... até ser outra vez transportado para a medula óssea pelas transferrinas.

A regulação da quantidade de ferro absorvido pelas células intestinais é feita através do fígado. As células deste órgão (hepatócitos 7) têm também ferritinas ao qual o ferro se liga, ficando assim armazenado 8. Quando o nível de ferro armazenado no fígado atinge um valor satisfatório 9, os hepatócitos produzem uma substância (hepcidina 10) que vai “fechar as portas de entrada” do ferro na corrente sanguínea. Isto é, a hepcidina liga-se à ferroportina e bloqueia-a, impedindo assim a passagem de mais ferro para o sangue.

A capacidade do organismo de armazenar o ferro tem essencialmente duas funções: criar uma reserva que possa ser mobilizada quando a necessidade de fer-

ro exceda a oferecida pela dieta; e proteger o organismo dos efeitos tóxicos do ferro livre quando a quantidade de ferro absorvida exceder as quantidades perdidas e as necessárias para a síntese de compostos funcionais de ferro.

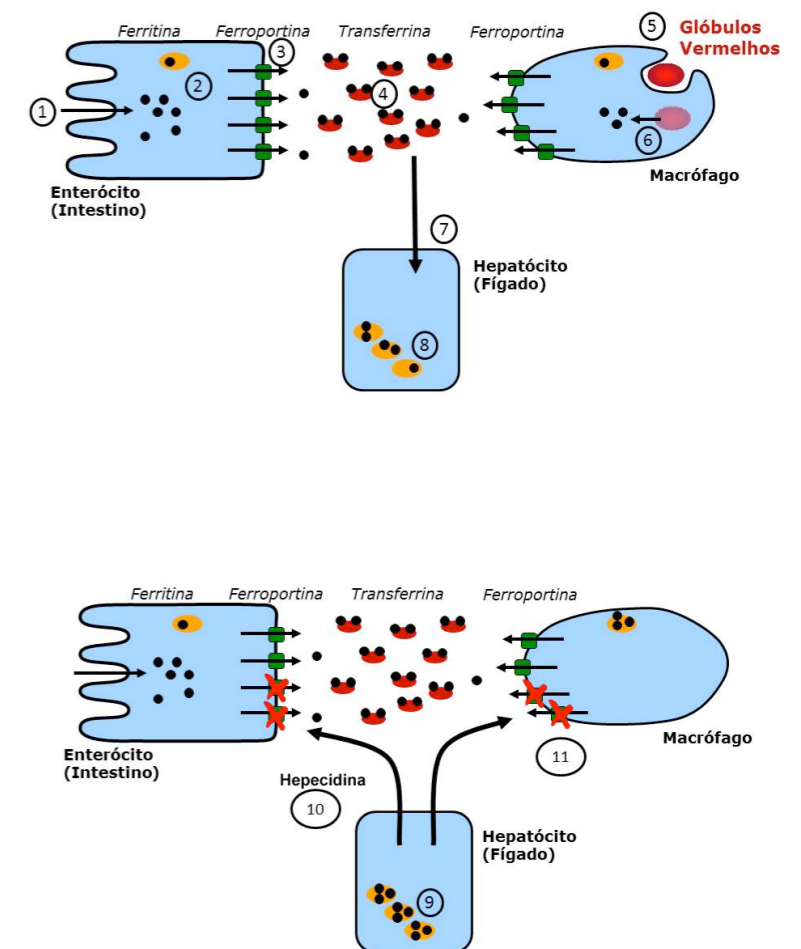


Fig. 4.2 Esquema da regulação do ferro no organismo, de acordo com os passos numerados no texto: passos 1 a 8 (em cima) e 9 a 11 (em baixo).

É relativamente comum, especialmente nas mulheres, o desenvolvimento de patologias associadas à falta de ferro. Num quadro clínico deste tipo (anemia), o ser humano apresenta valores baixos de hemoglobina no sangue (uma vez que não há ferro suficiente para a sua formação) assim como de ferritina (proteínas associadas ao armazenamento de ferro). Sem dúvida menos conhecidas são as doenças genéticas que interferem com o metabolismo do ferro, como por exemplo a hemocromatose hereditária. Esta patologia caracteriza-se pela absorção excessiva de ferro e manifesta-se, geralmente, na 4ª década de vida, quando já passou tempo suficiente para a quantidade de ferro acumulada nos órgãos começar a provocar lesões e a perturbar a sua função. Um dos tipos de hemocromatose hereditária está associado a mutações nos genes que codificam as ferroportinas. Estas mutações podem originar dois tipos de situações de mau funcionamento das ferroportinas produzidas. No primeiro caso, as mutações levam a que as ferroportinas se encontrem mal localizadas nas paredes celulares dos enterócitos e dos macrófagos, fazendo com que o ferro não seja exportado para o sangue, o que faz com que haja acumulação de ferro nestas células. No segundo caso, os

genes com mutações produzem ferroportinas bem localizadas nas membranas celulares mas que não respondem à hepcidina. Neste caso há uma acumulação de ferro nos hepatócitos, uma vez que por mais que este produza hepcidina, as ferroportinas não são reguladas e continuam a permitir a entrada de ferro para o sangue.

Na maior parte dos tipos de hemocromatose hereditária, o diagnóstico precoce, antes da acumulação de ferro se tornar grave, permite uma intervenção profiláctica eficaz, nomeadamente através de flebotomias periódicas (“sangrias”).

Curiosidade

Todos sabemos que a nossa alimentação deve conter alimentos ricos em ferro e quando falamos nisso, muitos de nós se lembram dos espinafres – e do personagem de banda desenhada “Popeye, o marinheiro”.

No entanto, a verdade é que os espinafres não são significativamente mais ricos em ferro que qualquer outro legume e o elevado conteúdo de ferro dos espinafres é apenas um mito com origem num erro científico! E esta história é também

um exemplo de como um mito se pode perpetuar, apesar de combatido com... outro mito! Confuso? Vamos explicar: Em 1871, o químico alemão Erich von Wolf publicou os resultados de um estudo sobre o conteúdo de ferro em alimentos, onde dava conta que o espinafre era especialmente rico neste elemento vital. Este resultado foi depois referido em diversas publicações de outros cientistas e reproduzido vários livros de texto, espalhando assim um mito que acabou por chegar ao cidadão comum... e influenciou a alimentação de várias gerações – mesmo depois de já se conhecerem os verdadeiros valores, absolutamente normais, do ferro nos espinafres!

Nas suas tentativas de combater este mito, o nutricionista Arnold E. Bender, já em 1972, acabou por criar um outro: o de que o erro inicial de von Wolf teria resultado da posição incorrecta de uma vírgula decimal no valor do ferro em espinafres. Esta versão tornou-se tão discutida que mereceu um acrónimo em língua inglesa, SPIDES – Spinach, Popeye, Iron, Decimal Error Story (ou História dos Espinafres, Popeye, Ferro e Erro Decimal, numa tradução livre). E a verdade é que está errada, pois nunca houve um erro de casa decimal no trabalho de von Wolf, apenas “má ciência”: aparentemente,

o cientista não terá sido suficientemente cuidadoso e utilizou recipientes contaminados com ferro para moer os espinafres para análise... E, já agora, o Popeye não comia espinafres por causa do seu pretenso conteúdo em ferro, mas sim pela vitamina A (betacaroteno), em que estes legumes são realmente ricos!

Mitos à parte, os factos comprovam que os espinafres são um excelente alimento uma vez são fonte de vitaminas e minerais que participam, por exemplo, na construção muscular e, entre muitos efeitos, ajudam a combater a fadiga – o que “prova” que os espinafres podiam mesmo ajudar o marinheiro a vencer os seus desafios!

Faça em Casa

A experiência apresentada neste episódio (recolha do ferro metálico adicionado aos cereais) pode ser facilmente reproduzida em casa, embora exija um íman (ou magnete) potente para resultados mais evidentes. Os ímanes mais potentes são conhecidos como ímanes de Neodímio (na verdade, uma liga de neodímio, ferro e boro) e podem ser adquiridos comercialmente.

Material

- ♦ Íman (quanto mais forte, melhor!)
- ♦ Flocos de cereais
- ♦ Varinha mágica
- ♦ Copo
- ♦ Água

Procedimento

- (1) Comece por deitar os flocos de cereais no copo e cubra com água deixando os cereais amolecer por alguns minutos. Utilize a “varinha mágica” (ou um garfo) para desfazer totalmente os flocos, criando uma “papa de cereais”.
- (2) Mergulhe o íman nesta mistura, fazendo-o percorrer toda a mistura durante alguns minutos. (Nota: se o íman for bastante forte, vale a pena envolvê-lo com película transparente, de forma a tornar mais fácil a remoção da limalha de ferro recolhida).

Resultado

Minúsculos pedacinhos de ferro sólido recolhidos, prontos a oxidarem-se no estomago.

O que aconteceu

Ao desfazer os flocos de cereais em água, libertam-se muitos dos pedaços de ferro adicionados aos flocos, que são depois capturados pelo íman.

Nota de segurança

Esta experiência utiliza apenas sólidos e líquidos comuns. As crianças deverão sempre ser supervisionadas por um adulto responsável. Os autores e a Universidade de Aveiro não assumem qualquer responsabilidade por danos ou prejuízos sofridos em resultado das experiências descritas.

QdC@UA

O estudo da estrutura de proteínas e da sua actividade nos sistemas biológicos é uma das áreas de estudo do grupo de Bioquímica do Departamento de Química da Universidade de Aveiro.

Estes estudos envolvem normalmente a aplicação de diversas técnicas complementares, já que a complexidade dos sistemas é elevada. A descoberta da estrutura da proteína com ligação ao grupo heme designada por p22HBP, que tem um papel importante na prevenção da toxicidade celular, é um exemplo do trabalho desenvolvido nesta área pelos investigadores da Universidade de Aveiro. Na Figura 4.3, ao lado, a cadeia de aminoácidos que constitui a proteína é representada de forma simplificada como um “fio de arame”, que em algumas zonas forma camadas paralelas designadas por folha beta (b) ou enrolamentos designados por hélices-alfa (a). A posição de ligação do grupo heme à proteína é salientada pela representação deste grupo com todos os seus átomos (o átomo de ferro ocupa a posição central, ligado a quatro átomos de azoto, representados a azul escuro).

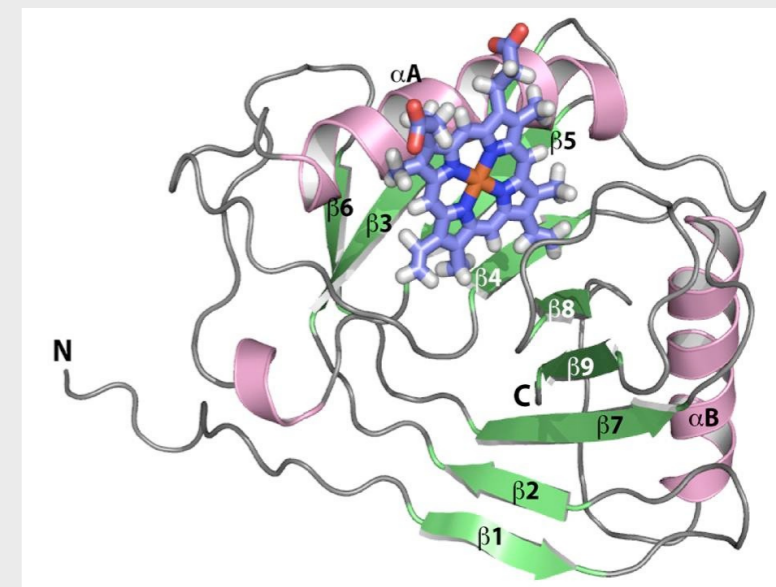


Fig. 4.3 Estrutura da proteína e a posição do grupo heme, Brian Goodfellow, Universidade de Aveiro.

Contacto

Prof. Brian J. Goodfellow
Departamento de Química / CICECO
Universidade de Aveiro

A Química do VERNIZ PARA AS UNHAS



O verniz para as unhas é um exemplo interessante quando se quer mostrar a importância da química no nosso dia-a-dia, através de exemplos inesperados...

Pois bem, sabia que os vernizes para as unhas são uma verdadeira receita química estudada ao pormenor? Quer ver? Além da nitrocelulose que começou por ser usada em tinta para automóveis e forma películas resistentes e de longa duração, temos: polímeros adesivos (resinas), para garantir a boa adesão da nitrocelulose à superfície da unha; plastificantes, embebidos entre as cadeias do polímero, para tornar a película flexível, evitando que rache ou lasque facilmente; pigmentos (ou corantes) e partículas brilhantes para dar cor e alguns efeitos de brilho; e para evitar que estas partículas se acumulem no fundo do frasco, os fabricantes adicionam ainda espessantes tixotrópicos... hum... tixotrópicos? Pois... são substâncias muito viscosas em repouso mas que se tornam mais fluidas quando se agitam.

Ah! E nos bons vernizes temos ainda filtros de ultra-violeta para que o sol não altere a cor dos pigmentos. Todos estes componentes são dissolvidos num solvente volátil, como o butil-acetato ou o etil-acetato, que evaporam após aplicação do

verniz, deixando a película brilhante e colorida sobre a unha. É a estes solventes que devemos o característico cheiro a verniz!

E não vale a pena ter receio de tantos compostos químicos com nomes estranhos. De facto, ao longo dos anos as maiores alterações à fórmula do verniz de unhas foram introduzidas por questões

de segurança – com alguns ingredientes prejudiciais à saúde a serem retirados ou substituídos – pelo que pode dizer-se que os actuais vernizes para as unhas são receitas químicas testadas e perfeitamente seguras.

A química na ponta dos seus dedos, a trazer mais charme à sua vida!

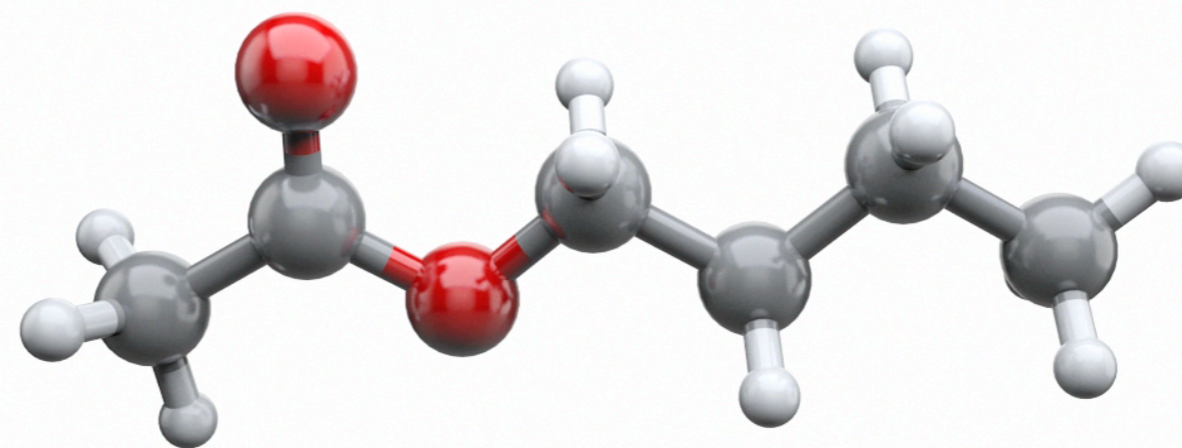


Fig. 5.1 Estrutura do etanoato de butilo (butil-acetato). A maior parte dos solventes utilizados nos vernizes são misturas de vários compostos químicos. O objetivo é conseguir-se uma combinação de solventes que permita que a secagem da resina seja suficientemente rápida, mas ao mesmo tempo, lenta o suficiente para que permita a formação de uma película homogénea sobre a unha, sem que haja a formação de bolhas.

Para saber mais

Embora a ideia de pintar as unhas seja bem antiga, é nos anos vinte do século XX, que uma maquilhadora francesa – Michelle Menard – teve a ideia de adaptar o verniz de secagem rápida desenvolvido para proteger a pintura dos automóveis a verniz das unhas. Os padrões de Michelle Menard – os irmãos Charles e Martin Reverson – reconheceram o potencial da sua ideia e juntamente com o químico Charles Lachman, criaram em 1932 uma empresa chamada Revlon para comercializar o novo produto. Este era um produto inovador porque se tratava de um verniz de longa duração, fácil de aplicar, remover e armazenar, opaco e colorido. Inicialmente o tom rosa natural era o mais vendido, mas à medida que as estrelas de Hollywood usavam as unhas pintadas de vermelho, o interesse por vernizes de outras cores começou rapidamente a florescer.

Desde então, foram criadas inúmeras empresas e cores de verniz. A composição de cada verniz, embora varie de fabricante para fabricante (sendo muitas vezes um segredo bem guardado, em particular as quantidades) é ainda muito próxima da inventada por Michelle. Ou seja, trata-se de uma mistura líquida, geralmente

viscosa, cujos constituintes se dividem numa parte facilmente volátil constituída por solventes, na qual se dispersa uma parte sólida finamente dividida (resinas, substâncias colorantes e outros aditivos). Os solventes são fundamentais para solubilizar e dissolver completamente os componentes não voláteis da fórmula, em particular a resina. É a evaporação do solvente que promove a polimerização da resina, processo responsável pela formação da película fina que cobre e adere à unha.

Na manufactura do verniz das unhas é ainda muito utilizada a resina de nitrocelulose (ver também “A química do fogo-de-artifício”) visto ser um material de fácil aplicação, que forma películas homogêneas não tóxicas, resistentes, impermeáveis à água mas permeáveis ao oxigénio. Estas películas têm ainda a vantagem de secar rapidamente, já que os solventes mais usados para esta resina são solventes orgânicos, facilmente voláteis.

Para aumentar a aderência da película de nitrocelulose à unha, podem ainda ser adicionadas outras resinas (resinas secundárias) à base de tolueno, sulfonamida e formaldeído. Também podem ser adicionados plastificantes (como a cânfora) que proporcionam maior flexibilidade

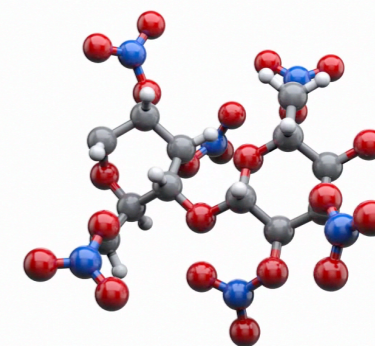


Fig. 5.2 Segmento de nitrocelulose. A composição básica de muitos vernizes para as unhas consiste em nitrocelulose dissolvida num solvente orgânico

à película depois do solvente ter evaporado.

Outros agentes muito importantes adicionados à composição dos vernizes são os agentes tixotrópicos já referidos, os quais contribuem também para o aumento da viscosidade da formulação impedindo assim que o verniz “escorra”. Por fim, aditivos corantes são utilizados para conferir cor ao verniz, mas também contribuem para a sua opacidade, textura e resistência. Na ausência dos aditivos corantes, o verniz será transparente ou translúcido, que confere uma aparência natural às unhas ou pode ser usado como camada finalizante para dar mais brilho à cor utilizada.

Assim, a composição dos vernizes não sofreu grandes modificações desde os anos 20 do século passado. A modificação mais significativa terá ocorrido em 2006, quando os fabricantes foram obrigados a eliminar o plastificante dibutilftalato da formulação por imposição da legislação europeia. Estudos realizados mostram que estes compostos interferem com a saúde humana, podem provocar alergias e até mesmo efeitos potencialmente cancerígenos. O mesmo se passa com alguns dos solventes, como o nitrotolueno e o formaldeído, eliminados pela maioria das companhias. Por outro lado, a indústria tem também feito ajustes mediante as solicitações do mercado. Nomeadamente, os vernizes para tratamento das unhas, os quais são basicamente formulados como a maioria dos outros vernizes, com o acréscimo de aditivos específicos que ajudam a recuperar, endurecer e fortalecer as unhas.

Os vernizes das unhas à base de água são o novo paradigma do mercado e a maior ruptura com a formulação clássica, por permitir abandonar os solventes orgânicos. Esta mudança implica também mudanças ao nível de escolha de materiais e técnicas de processamento inovadoras. Por exemplo, a utilização dos ultrasons de intensidade elevada, para “moer”

e emulsionar os pigmentos e outros componentes sólidos, promovendo assim uma dispersão mais eficiente dos mesmos na água. Com esta técnica é possível reduzir significativamente o tamanho das partículas dispersas na água – até dimensões que podem atingir a escala das nanopartículas (> 100 nm), (ver também “Química dos cosméticos”).



Fig. 5.3 Os agentes tixotrópicos mais comuns na composição dos vernizes derivam de um mineral argiloso, a hecto-rite, à qual são adicionados derivados de sais de amónio.

A preocupação em criar produtos que tornem as unhas não só esteticamente mais bonitas e originais, como protegidas e saudáveis, leva a que a formulação dos vernizes das unhas esteja sempre a ser testada e aperfeiçoada. É um processo em permanente evolução, pois a criatividade no universo dos vernizes não conhece limites.

Curiosidade

Quando as partículas se tornam nanoscópicas, outros efeitos podem também ocorrer nos vernizes das unhas. Estes podem tornar-se “magnéticos”, quando pequenas partículas assimétricas de metais com susceptibilidade magnética (isto é, que têm capacidade de se magnetizar em resposta a um campo magnético aplicado), como o ferro, o níquel e o cobalto, entre outros, são adicionadas. Assim, logo após a aplicação deste tipo de verniz e antes dele secar, basta aproximar um íman, para que se formem padrões nas unhas, resultantes do alinhamento das partículas metálicas por acção do campo magnético.

A nanotecnologia também está presente nos chamados vernizes holográficos com efeitos 3D. Estes efeitos são conseguidos por adição de pequenas partículas metálicas ou revestidas com metais, como o alumínio e a prata, que conforme a incidência da luz transmitem e refletem, no mesmo instante, várias cores por meio de uma mesma partícula.

Faça em Casa

O controlo da viscosidade é fundamental nas mais diversas aplicações, dos vernizes, às tintas, passando também pelos produtos alimentares – quem não perde a paciência quando o ketchup não quer sair do frasco?!

O que propomos que faça em casa é que investigue a viscosidade de uma mistura de água e amido de milho (“maizena”) bastando para isso aplicar diferentes forças!

Ingredientes

- ♦ 500g de amido de milho
- ♦ 400ml de água
- ♦ Recipiente grande (tipo bacia)
- ♦ Colher

Procedimento

- (1) Comece por colocar o amido de milho na bacia.
- (2) Adicione a água em porções e vá misturando, com a ajuda de uma colher, até que desapareçam os grumos e a mistura apresente uma consistência típica de leite-creme (provavelmente nesta altura começará a ser difícil mexer com a colher).
- (3) Se necessário acrescentar mais água ou mais amido para obter a consistência desejada.
- (4) Tente fazer uma bola, colocando um pouco da mistura nas mãos e moldando-a. Deixe ficar a bola na palma da mão durante algum tempo. Verifique o que acontece.

- (5) Bata com a colher na superfície da mistura e observe.
- (6) Coloque agora a colher, suavemente, dentro da mistura.
- (7) Confie na química e experimente bater, com força, com o punho fechado, na mistura.

Resultado

Uma mistura mágica, que tanto é líquida como sólida!

O que aconteceu?

A mistura de amido e água, tal como alguns dos compostos adicionados aos vernizes, apresenta uma viscosidade variável. Este comportamento é típico dos fluidos não-newtonianos – assim designados por não obedecerem às leis de Newton (e de Hooke) que definem o comportamento de sólidos e líquidos. De facto, a distinção entre sólidos e líquidos é normalmente evidente. No entanto, existem diversos materiais cuja resposta a uma deformação se pode assemelhar à resposta de um líquido ou sólido, dependen-

do da situação (velocidade de agitação e tempo de agitação). Por exemplo, um iogurte depois de ser agitado durante algum tempo apresenta uma diminuição da viscosidade assemelhando-se mais a um líquido – material tixotrópico. No entanto, outros fluidos não – newtonianos apresentam um comportamento oposto, ou seja, a viscosidade aumenta com o tempo de agitação – materiais reopéticos. Existem ainda alguns fluidos não newtonianos nos quais a viscosidade depende apenas da intensidade da agitação, como acontece com a mistura de amido e água.

A mistura de amido e água é líquida mas, ao aplicar uma força externa a viscosidade aumenta e reage como se fosse um sólido. Os materiais que apresentam este comportamento designam-se por materiais dilatantes. A explicação para este comportamento está na organização microscópica da matéria. Assim, a mistura de amido e água é uma suspensão de partículas sólidas num líquido. As partículas de amido estão muito próximas entre si, no entanto, possuem ainda alguma liberdade para se moverem e por isso, quando mexemos lentamente na mistura, as partículas escorregam umas sobre as outras e a mistura comporta-se como um líquido. No entanto, ao aplicarmos

uma pressão repentina sobre a mistura, as partículas não se conseguem movimentar suficientemente rápido para deslizarem umas sobre as outras e por isso a mistura comporta-se como um sólido. A experiência de casa mostra-nos também que existem materiais, como por exemplo o ketchup (materiais pseudo-plásticos), que apresentam comportamento contrário ao da mistura de água e amido. Ou seja, para que o ketchup se torne menos viscoso e comece a escorregar pelas paredes é necessário dar uma pancada ou uma agitação vigorosa. E para comprovar nada melhor que experimentar.

Nota de segurança

Esta experiência utiliza apenas sólidos e líquidos comuns. As crianças deverão sempre ser supervisionadas por um adulto responsável. Os autores e a Universidade de Aveiro não assumem qualquer responsabilidade por danos ou prejuízos sofridos em resultado das experiências descritas.

A Química das TATUAGENS



Há quem goste e quem deteste, mas poucos lhes ficam indiferentes. As tatuagens são uma forma de afirmação individual e a sua popularidade tem crescido recentemente. Conhecidas desde há mais de 5 mil anos, as tatuagens têm evoluído com o tempo e começam agora a dar um passo decisivo de mudança, graças ao desenvolvimento da química: com as novas tintas removíveis, as tatuagens perdem a sua característica mais marcante – vão deixar de ser um compromisso para toda a vida.

As tintas para tatuagem são normalmente obtidas por suspensão de um corante num líquido apropriado: água, álcool, glicerina, ou uma mistura destes. Os corantes variam muito na sua composição e os mais usados são relativamente inócuos. As tintas pretas são normalmente óxidos de carbono, enquanto as azuis são obtidas com sais de cobre ou óxidos de cobalto. O branco pode ser dióxido de titânio, óxido de zinco ou carbonato de chumbo. Estes compostos são estáveis sob a pele e a tatuagem é definitiva.

As tintas removíveis têm uma filosofia completamente diferente: são baseadas em corantes que podem ser absorvidos e degradados pelo organismo. O corante absorvível é envolvido numa cápsula

transparente que garante a sua permanência na pele enquanto o dono da tatuagem assim o desejar. Mas a cápsula protetora é feita de um material sensível à luz, que se decompõe quando irradiado com um laser apropriado.

Deste modo, quando o feliz proprietário desta tatuagem decide removê-la, só tem de usar um laser adequado para degradar as cápsulas protetoras, libertan-

do assim as moléculas de corante. Estas são depois absorvidas e metabolizadas pelo organismo e em algumas horas a tatuagem desaparece sem deixar qualquer marca!

Para quem prefere o que é temporário e volúvel.

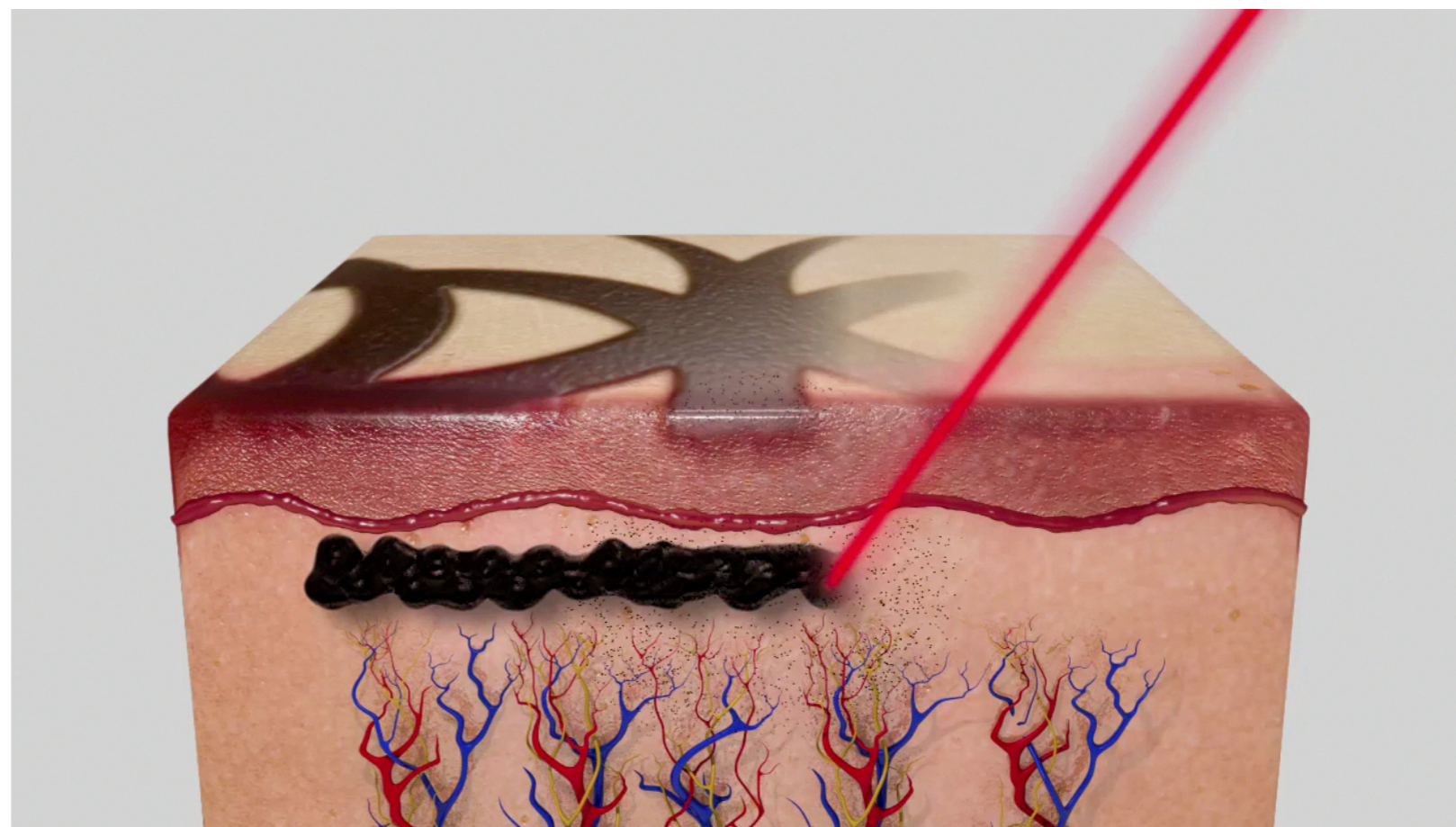


Fig. 6.1 Degradação de tatuagem por laser.

Para saber mais

As tatuagens mais antigas de que há registo encontram-se na múmia Ötzi, o “Homem do Gelo”, contando já aproximadamente 5300 anos de existência e especula-se que tivessem fins terapêuticos. Entre o povo Maori (nativos da polinésia) as tatuagens indicavam o status social do indivíduo e tinham o propósito de o harmonizar com a natureza e o divino. Também entre os gregos e romanos se utilizavam tatuagens como meios de identificação, mas apenas para escravos e criminosos.

Hoje, as tatuagens são parte integrante da nossa cultura, realizadas na maioria dos casos para fins meramente cosméticos. Estima-se que 25% dos cidadãos americanos possuam pelo menos uma tatuagem, ao passo que na Europa a percentagem se reduz para 10%.

Tendo em conta o elevado número de indivíduos que recorrem à prática da tatuagem, é alarmante que a composição das últimas não seja ainda sujeita a regulamentação, nem na Europa nem nos EUA. Como consequência, os fabricantes não são obrigados a revelar a composição química das suas tintas pelo que, na maioria dos casos, tanto os tatuadores

como os clientes desconhecem os riscos das substâncias que injectam na pele.

No final do século passado, os pigmentos usados nas tintas eram quase todos de origem inorgânica e, na sua maioria, inofensivos, com excepção de sais de metais pesados, como mercúrio, cádmio e cobalto. Na actualidade, é raro encontrar tintas que contenham estes metais pesados.

O mercado está a mudar e os corantes de natureza orgânica ganham terreno a cada dia, dada a sua insolubilidade e elevado brilho. Esta situação chamou a atenção da comunidade científica pelo que alguns estudos de caracterização química de tintas comerciais foram já efectuados. Os resultados revelam que a maior parte dos pigmentos orgânicos utilizados em tintas de tatuagem pertencem às classes dos compostos azo e dos compostos policíclicos.

Ironicamente, muitos destes pigmentos não são permitidos na formulação de cosméticos já que são eles mesmos tóxicos ou dão origem, quando se degradam, a produtos tóxicos. Por exemplo, alguns compostos azo, quando clivados por processos metabólicos ou mesmo por exposição à luz solar, dão origem a aminas

aromáticas carcinogénicas. Esta decomposição é lenta e gradual pelo que o despoletar de reacções adversas pode ocorrer muitos anos após a realização da tatuagem não sendo possível, na maioria dos casos, estabelecer uma relação directa entre os dois eventos.

A controvérsia da legislação das tatuagens é apenas um dos muitos casos em que a química assume um papel cívico e expõe os riscos a que os consumidores estão sujeitos, estimulando as autoridades competentes a exercer a regulação necessária. Nesta óptica, o Conselho Europeu emitiu uma série de recomendações relativas às tatuagens e piercings, deixando ao critério de cada país membro a sua incorporação na legislação. A Alemanha, mais uma vez, deu o exemplo, proibindo o uso de corantes azóicos potencialmente carcinogénicos nas tintas para tatuagem. A seu tempo, os restantes países seguir-lhe-ão as pisadas.

Curiosidade

Na investigação forense, as tatuagens fornecem informações preciosas para a identificação de criminosos já que são permanentes e muitas vezes indicam a pertença a determinado grupo/gang. Até as tatuagens previamente removidas a

laser podem ser identificadas recorrendo à fotografia com sensores de infra-vermelhos (radiação invisível ao olho humano). O tratamento a laser apenas remove os pigmentos encontrados à superfície da pele. A radiação infra-vermelha consegue penetrar em camadas mais profundas da derme, expondo resíduos de pigmentos aí enterrados, invisíveis a olho nu. Assim, também é possível identificar tatuagens mascaradas sob outras mais recentes.

Faça em Casa

Tal como alguns componentes das tintas das tatuagens removíveis são sensíveis à ação da radiação laser, também algumas tintas de uso corrente (por exemplo, tinta de marcadores) se degradam por ação da radiação solar. O que propormos que faça em casa é que investigue qual o efeito da luz solar sobre os corantes das tintas dos marcadores.

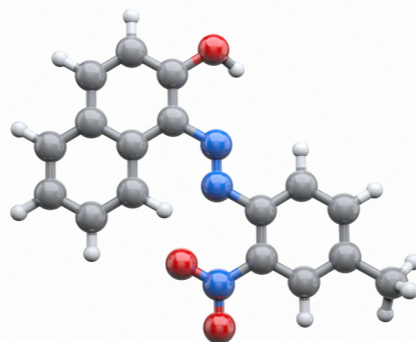


Fig. 6.2 Exemplo de corante vermelho da família dos compostos azo. A característica desta família é a presença da ligação N=N (átomos a azul no centro da molécula).

Materiais

- ♦ Marcador preto lavável
- ♦ Filtros de café
- ♦ Câmara cromatográfica: copo, lápis, fita-cola
- ♦ Copo com marcação de volumes
- ♦ Água
- ♦ 2 Frascos de vidro
- ♦ Papel de alumínio

Procedimento

(1) Comece por colocar o marcador num copo com aproximadamente 100 mL

de água com a ponta submersa e agite durante 1 min. Mantenha o marcador submerso, em repouso, durante mais 15 min. De seguida, retire o marcador e adicione 900 mL de água à solução corada.

- (2) Transfira 20 mL de solução para cada frasco de vidro. Envolve completamente um dos frascos em papel de alumínio – esta é a amostra de controlo. Por fim, coloque os dois recipientes num local iluminado pelo sol, onde ficarão a repousar durante uma semana.
- (3) Prepare 2 câmaras cromatográficas tal como a apresentada no esquema seguinte. A ponta inferior da tira de papel deve encontrar-se submersa na solução corada. **ATENÇÃO:** Retirar o papel da câmara cromatográfica assim que a marca de água atingir o lápis. Caso contrário, todos os corantes serão arrastados até ao cimo da tira de papel, sobrepondo-se num borrão escuro.
- (4) Observe os cromatogramas (tira de papel) obtidos e verifique se existem diferenças significativas entre a amostra exposta ao sol e a amostra de controlo.

O que aconteceu

Para fazer a separação dos diferentes corantes que compõem a tinta do marcador preto realizou-se a cromatografia. Nesta, a água, ao ser absorvida pelo papel no sentido ascendente, arrastou consigo os diferentes corantes contidos na tinta. Estes têm pesos moleculares e naturezas químicas distintas, sendo por isso arrastados a diferentes velocidades. Assim, é possível observar no cromatograma os diferentes componentes da tinta.

Alguns dos corantes utilizados em alimentos e tintas são, tal como aqueles encontrados nas tatuagens, sensíveis à luz, isto é, quando expostos a radiação visível degradam-se dando a origem a outros compostos, normalmente incolores – a este processo dá-se o nome de degradação fotoquímica, por ser uma reação química iniciada por ação da luz. Assim, o cromatograma obtido a partir da amostra que foi exposta à luz, provavelmente não exibirá algumas das cores presentes no cromatograma de controlo, que não sofreu qualquer degradação.

Nota de segurança

Esta experiência utiliza apenas sólidos e líquidos comuns. As crianças deverão sempre ser supervisionadas por um adulto responsável. Os autores e a Universidade de Aveiro não assumem qualquer responsabilidade por danos ou prejuízos sofridos em resultado das experiências descritas.

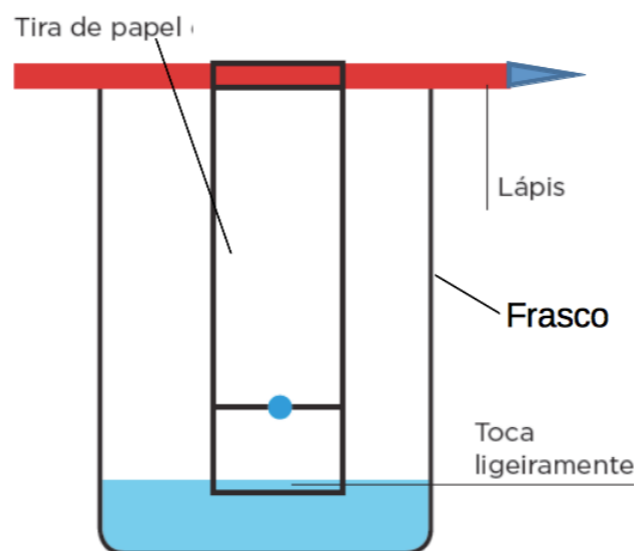


Fig. 6.3 Esquema da câmara cromatográfica.

QdC@UA

Os pigmentos e corantes são produzidos, sobretudo, com o objetivo de conferir cor a materiais, dos plásticos aos cosméticos. No entanto, a luz absorvida por um corante pode também servir para dar início a uma reacção química específica, dizendo-se então que o corante actua como fotossensibilizador. Os corantes como as porfirinas e as ftalocianinas (que, já agora, também são encontradas em tintas para tatuagem) são alvo de investigação na Universidade de Aveiro devido ao seu potencial como fotossensibilizadores em terapia fotodinâmica. Esta terapia inovadora é aplicada sobretudo no tratamento de tumores, doenças de pele e na destruição de micro-organismos. Numa primeira fase o fotossensibilizador é injetado no local a tratar e liga-se às lipoproteínas de baixa densidade do sangue. Estas acumulam-se preferencialmente nas células tumorais reduzindo assim o risco do tratamento afectar os tecidos saudáveis. O fotossensibilizador é então ativado por radiação com uma frequência específica. A energia por ele absorvida é transferida para o oxigénio molecular e dá origem às chamadas espécies reativas de oxigénio, entre as quais figuram radicais livres, que causam a morte celular.

Os estudos realizados na Universidade de Aveiro têm como objetivo descobrir novos fotossensibilizadores e alterar quimicamente aqueles já existentes para melhorar a sua biocompatibilidade e solubilidade.

Contacto

Prof. Augusto Tomé
Departamento de Química / QOPNA
Universidade de Aveiro

A Química das LENTES DE CONTACTO

O programa de hoje mostra literalmente a química escondida mesmo à frente dos nossos olhos... a química das lentes de contacto!

As primeiras lentes de contacto eram umas desconfortáveis rodela de vidro que cobriam grande parte do olho, podendo ser usadas apenas por algumas horas.

Aparecem depois as lentes de polímeros sintéticos – ou de plástico. Mais tarde,

tornaram-se populares as lentes de poli-metilmetacrilato – que é como quem diz “acrílico”. Eram já mais pequenas, adaptadas apenas à córnea, mas eram muito rígidas, desconfortáveis e pouco estáveis, pelo que era frequente ver os seus utilizadores de gatas a procurá-las pelo chão.

Este problema foi resolvido através de uma modificação química: o poli-metilmetacrilato foi substituído pelo poli-hidroxietilmetacrilato, um grande palavrão que

significa um acrílico igualmente resistente e transparente, mas muito mais maleável.

Mas não estava resolvido o que era então o principal problema das lentes de contacto: serem impermeáveis ao oxigénio. A córnea não tem vasos sanguíneos, e portanto não é o sangue que fornece os nutrientes e o oxigénio às suas células. Os nutrientes são transportados pelo líquido lacrimal e pelo humor vítreo do interior do olho, enquanto o oxigénio chega às células da córnea directamente através do contacto com o ar. Sendo totalmente impermeáveis ao oxigénio, as lentes de acrílico só podiam ser usadas por algumas horas.

Mais recentemente, os laboratórios químicos desenvolveram a solução para este problema: o hidrogel, um material gelatinoso formado por uma rede de polímeros insolúveis que contém grandes quantidades de água. Este material altamente hidratado é bastante confortável para os olhos e, sobretudo, é permeável ao oxigénio do ar. Deste modo, as lentes de contacto atuais já podem ser utilizadas por longos períodos.

Longos períodos com a química mesmo à frente dos olhos!

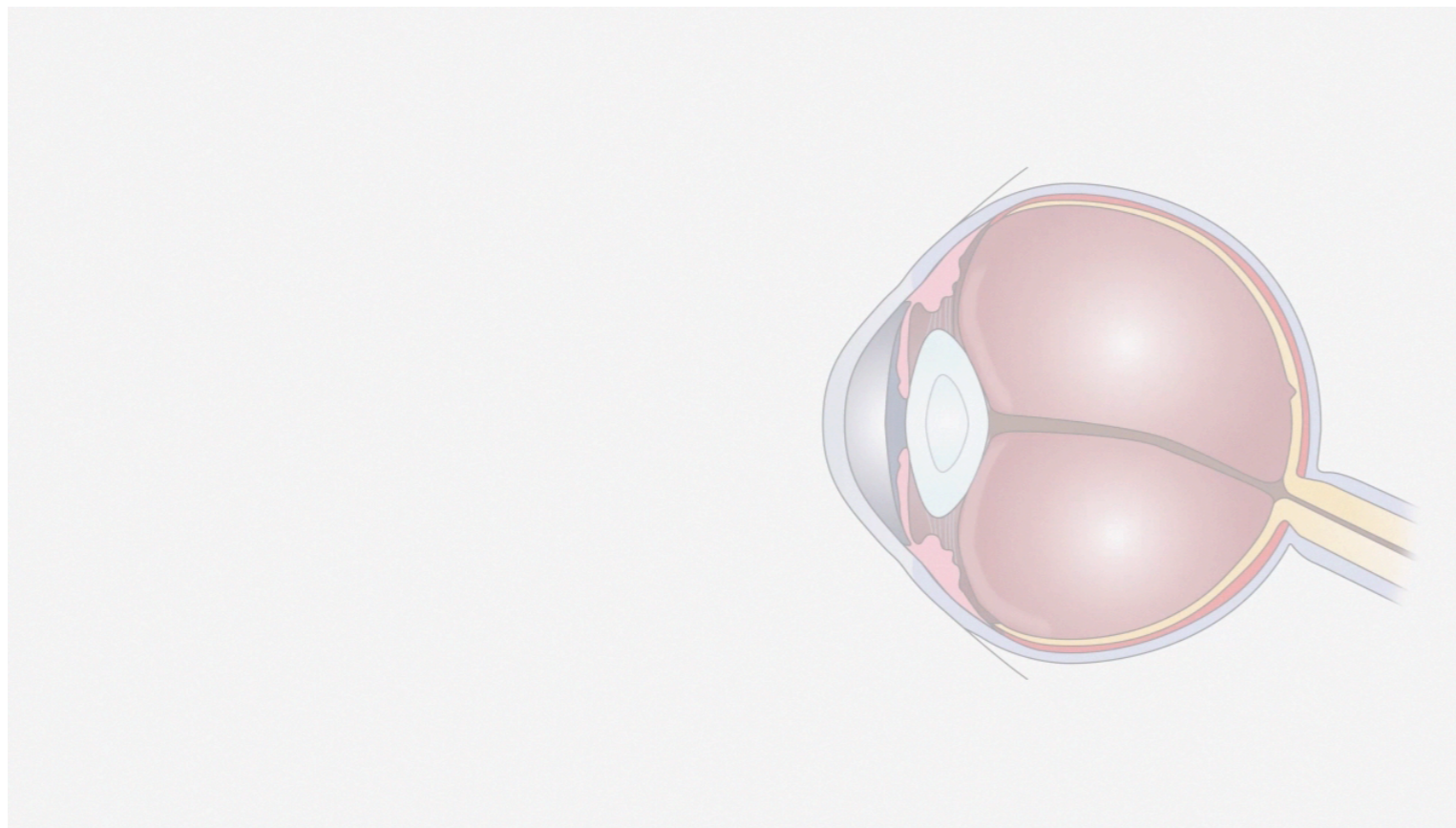


Fig. 7.1 Estrutura do olho e do oxigénio a passar através das lentes. As lentes atuais, à base de hidrogéis, permitem que os olhos “respirem”, ou seja, são permeáveis ao oxigénio.

Para saber mais

As lentes de contacto podem parecer uma invenção moderna, mas de facto trata-se de uma história bem antiga. Há registo que ainda no século XVI, em 1508, Leonardo Da Vinci (1452-1519) teria pensado nessa possibilidade. Nos seus desenhos ele mostra compreender que meios ópticos transparentes, como a água, podem corrigir os problemas de visão, descrevendo o princípio de funcionamento das lentes. Ideias similares surgiram de René Descartes (1596-1650), o filósofo que fundou não apenas as bases do método científico moderno, mas também escreveu, em 1636, que “se alguém aplica sobre o olho um tubo cheio de água no qual em uma extremidade há um vidro de forma exatamente igual à da córnea, não existirá refração alguma na entrada do olho”. Actualmente, estima-se que haja 125 milhões de pessoas no mundo, cerca de 2% da população mundial, a usar lentes de contacto.

As lentes de contacto são utilizadas, geralmente, para corrigir defeitos de visão (como a miopia, a hipermetropia, o astigmatismo e a presbiopia) tal como as lentes dos óculos convencionais, mas com a vantagem de serem leves, virtualmente invisíveis e ampliarem o campo de visão.

As lentes de contacto podem ainda ser utilizadas para fins cosméticos (para mudar a cor dos olhos) e terapêuticos (em casos de algumas doenças da córnea).

As lentes de contacto são classificadas, dependendo da sua elasticidade, em duas grandes categorias: rígidas ou flexíveis. Embora mais duráveis, as lentes rígidas, como não se deformam, tendem a ser menos bem toleradas e requerem um maior tempo de adaptação, tendo no entanto a vantagem de serem mais fáceis de limpar.

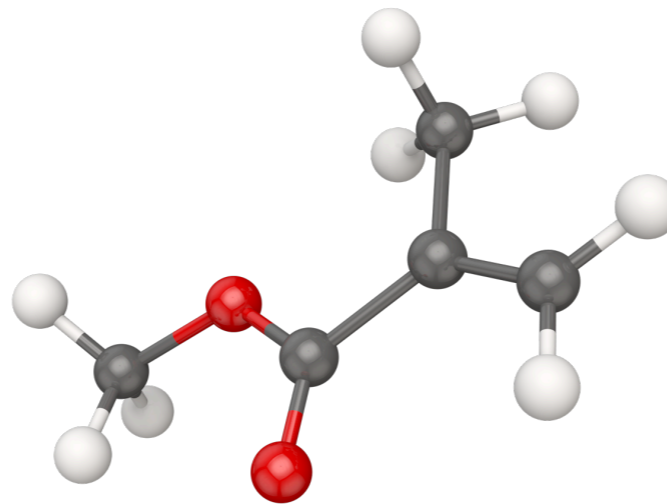


Fig. 7.2 Estrutura do metilmetacrilato. O metilmetacrilato é o monómero, ou seja, a unidade base que se repete na cadeia do polímero poli-metilmetacrilato.

Lentes rígidas

Foi o optometrista americano William Feinbloom que em 1936 apresentou as primeiras lentes de contacto rígidas feitas com poli-metilmetacrilato (PMMA) e vidro.

O PMMA também conhecido por acrílico ou plexiglass, é um material leve, transparente e facilmente moldável quando aquecido, que apresenta boa compatibilidade com os tecidos oculares, pelo que rapidamente surgiram no mercado as primeiras lentes feitas só com este material. Estas foram desenvolvidas por Kevin Tuohey em 1948, e tinham um diâmetro de aproximadamente 11,5 milímetros, cobrindo apenas a superfície da córnea. Contudo, como o PMMA não deixa passar para a córnea o oxigênio – que o olho precisa para se manter saudável – estas lentes podem provocar muita irritação e desconforto a quem as usa durante muito tempo. No entanto, a falta de transmissibilidade de oxigênio através do material é compensada pelas pequenas dimensões destas lentes, o que permite alguma oxigenação do olho. Deve-se mencionar que muitas pessoas têm utilizado lentes de contacto de PMMA por mais de 20 anos sem apresentar problemas. Actualmente, este tipo de lentes têm um diâmetro da

ordem de 9 milímetros, com espessura em torno de 1 milímetro e são já muito pouco utilizadas.

O problema da permeabilidade ao oxigénio neste tipo de lentes só foi ultrapassado décadas depois, no final dos anos 70 do século XX, através da copolimerização do metilmetacrilato com outros polímeros orgânicos modificados (a copolimerização é uma reação de polimerização que envolve monómeros diferentes). Um desses polímeros é o silicone, que é muito mais permeável ao oxigénio, embora altamente hidrofóbico – apresenta pouca afinidade com a água. O silicone é uma família de polímeros constituídos basicamente por cadeias muito flexíveis, cuja estrutura base apresenta ligações entre silício e o oxigénio (Si-O-Si). A flexibilidade destas ligações contribui para facilitar a difusão das moléculas dos gases e vapores através destes polímeros mais porosos, quando comparados com o poli-metilmetacrilato, de estrutura muito mais compacta. Embora este tipo de material seja mais flexível, com maior permeabilidade ao oxigénio, a sua hidrofobicidade e consequente dificuldade em se gerar uma superfície hidrofílica permanente, torna-o clinicamente pouco aceitável – quando utilizado isoladamente. Assim, para resolver este problema e garantir

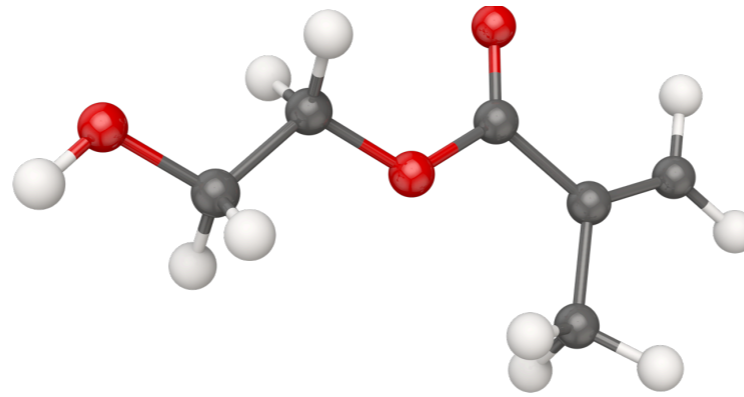


Fig. 7.3 Estrutura do hidroxietilmetacrilato. O hidroxietilmetacrilato é o monómero, ou seja, a unidade base que se repete na cadeia do polímero poli-hidroxietilmetacrilato.

uma hidratação e oxigenação adequadas, mantendo a saúde fisiológica da córnea, os fabricantes adicionam outros monómeros com carácter hidrofílico, como o ácido metacrílico. E para conseguir que estas lentes tenham maior permeabilidade ao oxigénio e melhores propriedades mecânicas são também adicionados fluoro-metacrilatos, como o hexa-fluoroisopropil metacrilato.

Lentes flexíveis

As primeiras lentes de contacto não rígidas, flexíveis, e mais fáceis de usar que as lentes rígidas, foram feitas pelo químico checo Otto Wichterle em 1961, a partir de hidroxietilmetacrilato (HEMA) polimerizado. As lentes de polihidroxietilmetacrilato (PHEMA), são hidrofílicas e absorvem a água. Isso permite que o oxigénio flua para o olho e torna as lentes flexíveis mais confortáveis de usar. Contudo, estas tiveram pouca aceitação na altura por serem muito frágeis e pesadas.

No estado seco, PMMA e PHEMA têm características muito similares pois ambos são polímeros acrílicos. No entanto, enquanto o PMMA permanece relativamente inalterado pela água, pois absorve apenas 0,5% de seu próprio peso, o PHEMA, devido ao grupo polar hidroxietilo, é mais hidrofílico e na presença de água forma um hidrogel elástico. Isto é, uma estrutura polimérica em rede tridimensional, altamente hidrofílica, cuja principal propriedade é a de absorver grandes quantidades de água ou fluidos biológicos, para além de apresentar baixa toxicidade e ser altamente biocompatível. O objectivo é o de se obter um maior conteúdo de água, pois a água absorvida é o meio

pelo qual o oxigénio atravessa o material da lente de contacto de hidrogel.

No entanto, a espessura da lente também afecta a transmissibilidade de oxigénio, quanto mais espessa, mais difícil é o oxigénio chegar à córnea. Os polímeros hidrofílicos, mesmo os de maior conteúdo de água, não proporcionam a permeabilidade ao oxigénio adequada para que a lente de contacto possa ser utilizada durante o sono, com tranquilidade.

O presente: lentes rígidas e flexíveis!

Actualmente, a grande revolução que está a decorrer na indústria das lentes de contacto deve-se à introdução de novos materiais tipo hidrogel, cujos polímeros contêm para além dos componentes hidrófilos dos hidrogéis convencionais, segmentos de silicone (como o TRIS das lentes rígidas) que proporcionam alta permeabilidade ao oxigénio. A combinação dos componentes hidrófilos e hidrófobos, com mais ou menos grupos de silicone, dá origem a lentes confortáveis pela sua capacidade de hidratação e de óptimas propriedades fisiológicas. Estas lentes são chamadas lentes de silicone-hidrogel, sendo caracterizadas pela sua elevada

permeabilidade, boa elasticidade e baixa adesão para bactérias e depósitos de resíduos. Estas lentes foram introduzidas no mercado em 1999 e, desde aí, a sua utilização tem vindo a aumentar.

Curiosidade

Actualmente os hidrogéis ocupam uma posição de destaque na biomedicina e na bionanotecnologia, em função das suas variadas aplicações. Para além de biocompatíveis, os hidrogéis são considerados polímeros inteligentes, dada a sua capacidade para responder a estímulos provocados por pequenas alterações no seu meio envolvente, como a composição química, o pH e a temperatura. Este tipo de propriedades, associado ao facto de os hidrogéis poderem ser preparados com uma vasta gama de tamanhos de poros, faz com que estes sejam utilizados na libertação controlada de medicamentos, implantes terapêuticos, cultura de células, entre outras aplicações. Assim, lentes de contacto que tratam o glaucoma (doença que atinge o nervo óptico), através da libertação do timolol (um composto presente em diversos colírios para serem aplicados nos olhos e pálpebras, ou seja, de uso tópico) estão já a ser testadas. Os investigadores pretendem que o

fármaco seja libertado pelas lentes diariamente dentro do olho, em pequenas quantidades e durante 30 dias de forma ininterrupta. Isto é especialmente vantajoso para os mais idosos, porque para além de terem mais tendência para o esquecimento, têm dificuldade em aplicar um colírio sem ajuda.

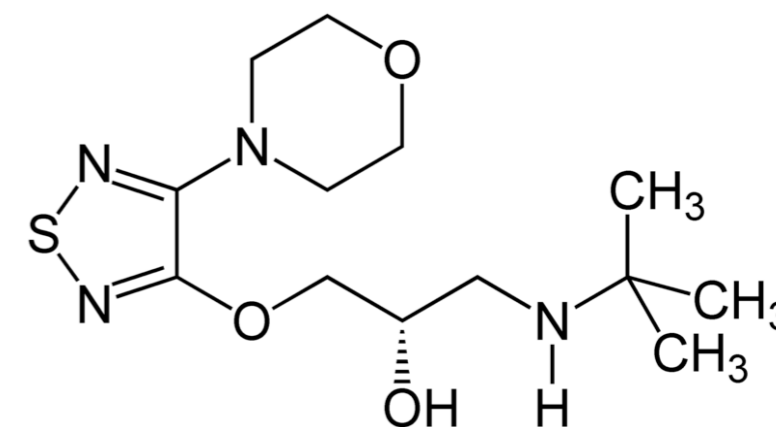


Fig. 7.4 Estrutura do timolol, um colírio utilizado para diminuir a pressão intraocular (glaucoma).

Faça em Casa

Hoje em casa propomos que verifique o poder “super” absorvente dos hidrogéis, o qual é responsável por exemplo, por um maior conforto na utilização das lentes de contacto mas também por permitir melhores momentos de descanso a bebés (e pais!)

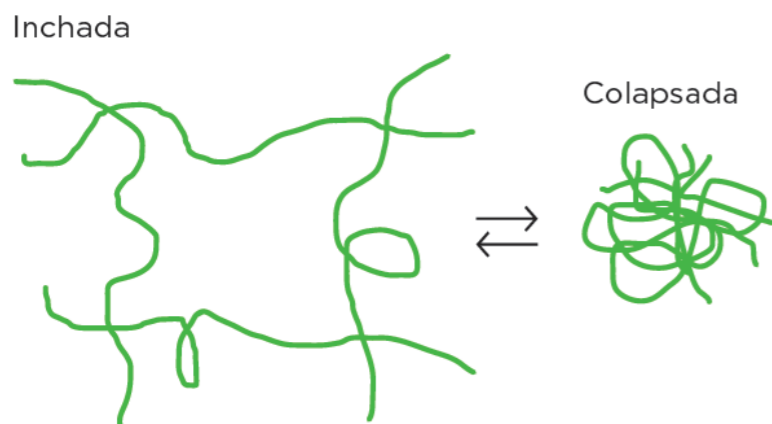


Fig. 7.5 Esquema do colapso das cadeias de hidrogel. Por adição de água, as cadeias afastam-se e absorvem as moléculas de água. A adição de sal provoca a libertação de moléculas de água e o colapso da estrutura.

Material

- ◆ Fralda do tipo ultra-absorvente
- ◆ Tesoura
- ◆ Frasco/copo graduado para medir o volume
- ◆ Recipiente plástico grande, com
- ◆ capacidade mínima de 600 mL
- ◆ Colher
- ◆ Sal

Procedimento

- (1) Corte a fralda ao meio e procure especialmente a parte que é designada para absorver a urina do bebé (normalmente há indicações na embalagem externa). Descarte as outras partes.
- (2) Desfragmente o material separado da fralda e que se presta à absorção da urina. Poderão ser observados pequenos grãos esbranquiçados, que deverão ser separados. Recolha, com a colher, quantos grãos conseguir. Faça essa operação delicadamente para evitar o levantamento de material

particulado e de pós. É aconselhável o uso de uma máscara simples para pó.

- (3) Descarte toda a parte que não interessa da fralda, ficando somente com os grãos.
- (4) Coloque num copo graduado, ou num frasco que permita medir o volume ocupado pelos grãos.
- (5) Ao recipiente grande adicione, aproximadamente, 100ml de água e, de seguida, coloque os grãos.
- (6) Vá adicionando água até perceber que os grãos não conseguem absorver mais. Agite com a vareta a cada adição de água. Meça o volume final do hidrogel.
- (7) Adicione 2 colheres de chá de sal, agite e observe.

Resultado

A água que desaparece e aparece, como que por magia!

O que aconteceu!

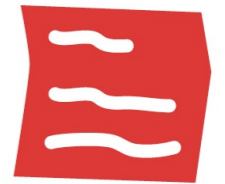
Os grãos que foram retirados da fralda são à base de poliacrilato de sódio, o composto responsável pelo poder de absorção das fraldas descartáveis. É também ele o responsável pelo “desaparecimento” da água nesta atividade. Polímeros superabsorventes, como o poliacrilato de sódio, são considerados hidrogéis, que se caracterizam por conseguirem absorver muitas vezes o valor da sua massa em água. Em geral, os hidrogéis são polímeros de ácidos carboxílicos que se ionizam em água, deixando o polímero com várias cargas negativas ao final da cadeia (Figura 7.8). Isto tem dois efeitos: em primeiro lugar, as cargas negativas

repelem-se e o polímero é forçado a expandir-se; em segundo lugar, as moléculas de água, polares, são atraídas para as cargas negativas, o que aumenta ainda mais a viscosidade da mistura resultante. A cadeia polimérica passa a ocupar mais espaço e causa resistência ao fluxo de moléculas de solvente em torno dele. O polímero do hidrogel fica em equilíbrio com a água que o envolve. No entanto, este equilíbrio pode ser perturbado, por exemplo, com a adição de sal (NaCl). Nessa situação, os iões positivos do Na^+ irão neutralizar as cargas negativas do polímero, o qual irá colapsar e libertar a água que estava no seu interior. E sim, como que por magia, a água volta a aparecer!

Nota de segurança

Esta experiência utiliza apenas sólidos e líquidos comuns. As crianças deverão sempre ser supervisionadas por um adulto responsável. Os autores e a Universidade de Aveiro não assumem qualquer responsabilidade por danos ou prejuízos sofridos em resultado das experiências descritas.

A Química dos POST-ITS



O episódio de hoje mostra-nos com um fracasso na investigação em química se pode tornar um sucesso e passar a fazer parte da nossa vida quotidiana.

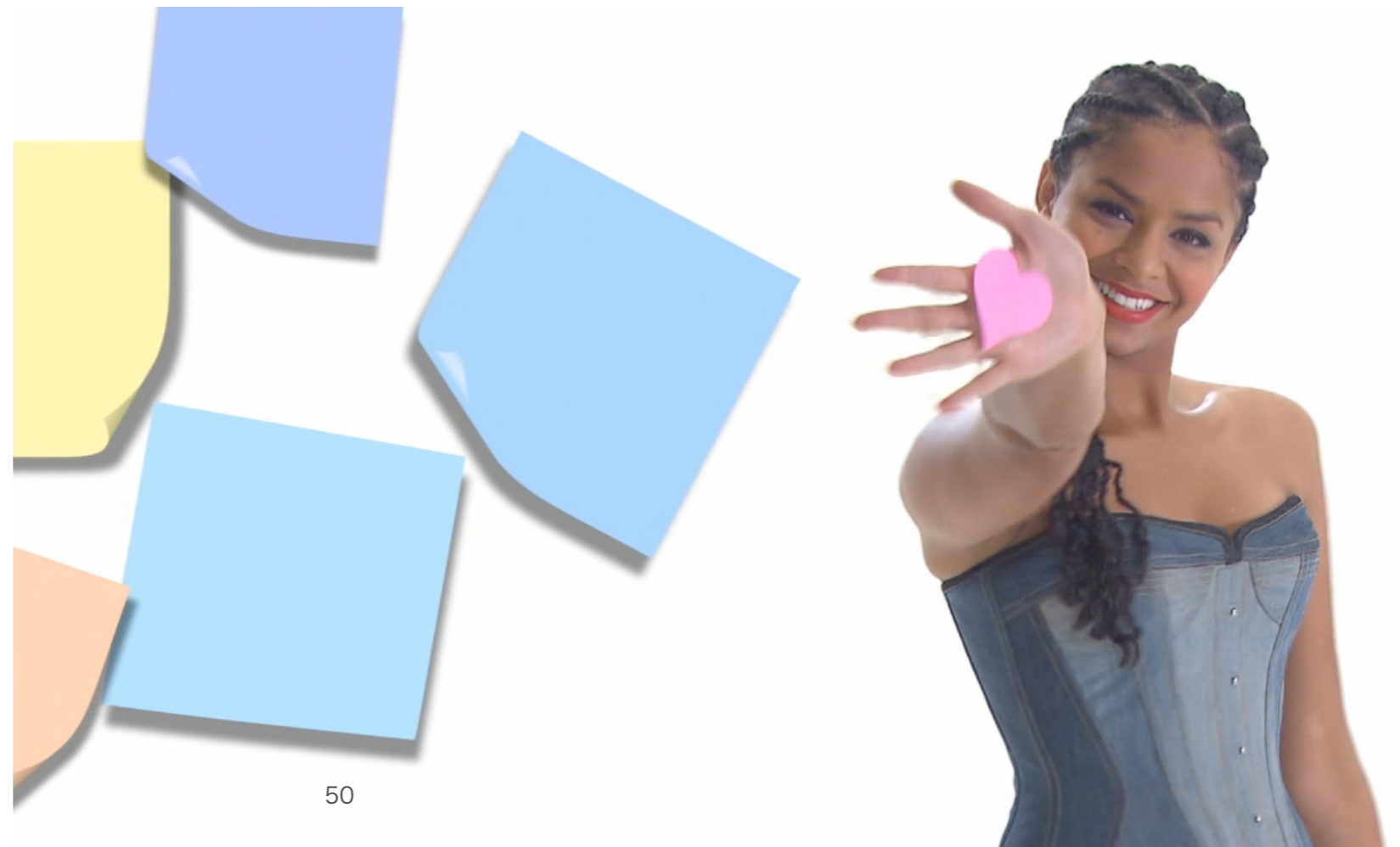
Estão espalhados por todo o lado, colados nas portas, nos computadores, nos frigoríficos e até nas pessoas, e deixaram de ser apenas quadrinhos de papel amarelo para ganharem muitas formas e muitas cores: são os “Post-it”®, os papelinhos que colam e descolam.

A sua história começa em 1968 com uma empresa química que encorajava os seus funcionários a utilizarem 15% do seu tempo de trabalho para testarem ideias inovadoras. Um dos funcionários, um químico que trabalhava com polímeros, tentou produzir uma cola mais forte do que as existentes alterando as proporções na mistura de reagentes. O que obteve foi um novo polímero adesivo que se organizava em pequenas esferas sobre uma superfície – em vez de a cobrir uniformemente – e que estava longe de ser uma cola forte: colava, mas descolava com a mesma facilidade! E voltava a colar... e a descolar!

Era interessante, era diferente e completamente inútil. Quem é que quer colar a asa de uma caneca com uma cola que descola? A cola falhada ficou sem uma aplicação realmente útil durante anos, até alguém sugerir o uso em marcadores de livros. Mas o sucesso não foi imediato, porque ninguém estava disposto a pagar por um montinho de papéis amarelo

canário de utilidade duvidosa. A empresa decidiu então distribuir o produto gratuitamente porta-a-porta na cidade americana de Richmond durante um ano. No ano seguinte já havia consumidores viciados... como eu (e aposto) você! Hoje em dia são dos materiais de escritório mais vendidos no mundo. Um fracasso da química que veio facilitar o seu dia-a-dia!

Fig. 8.1 A diversidade dos “Post-it”® é imensa: fluorescentes, em forma de coração, mais ou menos adesivos, pequenos ou grandes, em papel ou digitais, existem post-its para todos os gostos.



Para saber mais

O exemplo dos post-it é mais um exemplo de como as boas ideias podem ser acidentais. Em 1968, um químico orgânico, chamado Spencer Silver, trabalhava nos laboratórios de investigação da Minnesota Mining and Manufacturing (3M), uma empresa líder em produtos de escritório e adesivos. Estava integrado numa equipa que estudava modificações nos polímeros de acrilato que eram usados na fita adesiva, com o objectivo de desenvolver adesivos ainda mais fortes. Seguindo a política de inovação da empresa, numa das suas muitas experiências de polimerização, Spencer Silver resolveu utilizar uma quantidade de reagentes maior do que o recomendado, só para ver no que é que dava. Desta forma, Spencer obteve um copolímero (polímero constituído por diferentes unidades/monómeros) de acrilato, com características muito diferentes dos adesivos com que costumava trabalhar. Este novo adesivo apresentava uma superfície irregular, pelo que apenas uma parte deste entrava em contacto com a superfície de colagem. Ora, se uma menor área de adesivo se liga com a superfície, a remoção do mesmo torna-se substancialmente mais fácil. Tratava-se portanto de um adesivo que não era muito pegajoso, aderiu suavemente às

superfícies e podia ser facilmente removido e recolocado.

Ao examinar com mais detalhe o novo adesivo, Spencer Silver constatou que este consistia numa suspensão de microesferas, com o diâmetro de uma fibra de papel, ligadas entre si.

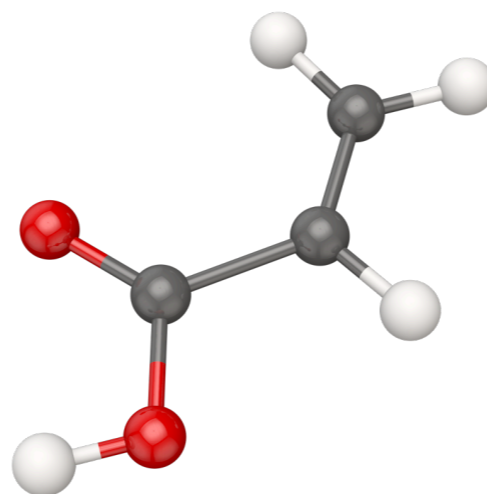


Fig. 8.2 Estrutura do ácido acrílico. Os polímeros acrílicos derivam da estrutura do ácido acrílico e possuem propriedades plásticas e adesivas.

Estas microesferas eram insolúveis na solução resultante da sua produção, não se fundiam, e eram extremamente adesivas, apesar de não se fixarem com muita força quando aplicadas nos suportes das fitas adesivas convencionais. Assim, Spencer percebeu que tinha feito uma descoberta importante. Acidentalmente,

ele descobriu um adesivo que era suficientemente forte para aderir e facilmente removível.

Mas é claro que, inicialmente, nem ele nem a empresa tinham nenhum projecto em mente para este novo adesivo. Spencer Silver decidiu então dar a conhecer esta descoberta e durante os cinco anos seguintes divulgou a sua existência aos colegas da empresa através de seminários.

Uma das pessoas que participou desses seminários foi o engenheiro químico de nome Art Fry, que mais tarde, em 1974, teve a ideia de utilizar o adesivo em pequenos pedaços de papel para criar um marcador de páginas que fosse removível. Art Fry desenvolveu esta ideia com base na necessidade que tinha em encontrar uma alternativa às fitas de papel que ele utilizava para marcar as páginas do seu livro de cânticos do coro da igreja, que caíam quando o livro era aberto.

O adesivo do Spencer Silver tinha as características ideais para ser adaptado à ideia do Art Fry. A sua estrutura em microesferas permite um número limitado de pontos de contacto adesivos (o que torna a folha de papel removível e reutilizável), e as dimensões das microesferas

permitem que quando comprimidas se ajustem aos poros das fibras do papel (tornando-se visualmente difícil perceber de que lado está o adesivo).

Após alguns testes, Art Fry começou logo a usar os novos marcadores de páginas e a deixá-los também entre os seus colegas para trocar pequenas mensagens. Com o decorrer do tempo, a 3M concordou em produzir protótipos para serem testados pelas secretárias da empresa. Assim, do que durante anos pareceu ser uma invenção sem qualquer utilidade, nasceu o conceito inovador do Post-it. Spencer Silver descobriu o adesivo, mas foi Art Fry que criou uma aplicação comercial para o mesmo.

No entanto, alguns ajustes tiveram de ser feitos para começar a comercializar a ideia. Os marcadores teriam que ser moderadamente adesivos na parte de trás (para colarem na página a marcar e serem removíveis sem deixar resíduos) mas não podiam colar na parte da frente e deviam também ser empilhados na forma de blocos. Como o adesivo forma uma superfície irregular, foi necessário criar na parte de trás da folha de papel uma banda com um substracto próprio onde o polímero adere de forma regular e permanente. Para além disso, foi necessário des-

envolver toda a maquinaria de produção dos mesmos, uma vez que o negócio da empresa até então eram fitas adesivas e não papeis adesivos. Após alguns ajustes o sistema foi montado e os primeiros blocos de papel adesivos de cor amarela (para se distinguirem do tradicional papel branco) foram produzidos, nas dimensões 3,8 cm por 5,1 cm e 7,6 cm por 12,7 cm e testados com o pessoal da companhia.

A reacção unânime de entusiasmo por parte dos funcionários não foi no entanto suficiente para convencer o departamento de marketing da 3M, que chegou a recorrer à distribuição gratuita de amostras num teste de mercado final. Os Post-it tiveram um resultado de 90% de intenções de compra ó 50% já seria excelente!

Finalmente, em 1980 os marcadores de papel amarelo adesivos, removíveis e reutilizáveis, foram lançados nos Estados Unidos com o nome de “Scotch® Press and Peel” e no ano seguinte na Europa, já com o nome de “Post-it® Note”. Quatro anos depois do seu lançamento, os Post-it eram já o produto mais bem sucedido em toda a história da empresa, que expandiu as vendas lançando blocos com novos formatos e cores e com mensa-

gens ou logótipos impressos. O seu sucesso foi de tal ordem que o nome da marca passou a definir uma categoria de produtos que, até então, não existia. Hoje, os Post-it estão entre os quatro produtos mais populares nos escritórios, tendo sido adoptados como a solução mais simples, ágil e eficiente para registar e colocar notas temporárias nos mais variados sítios.

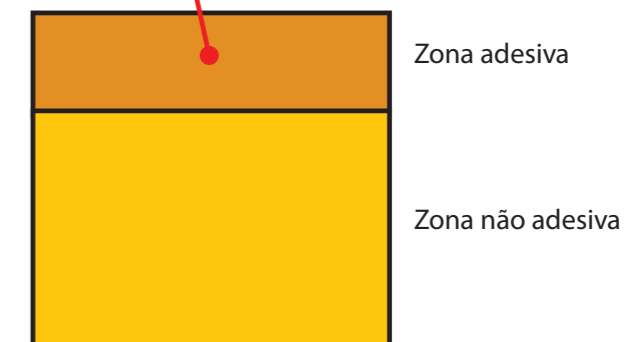
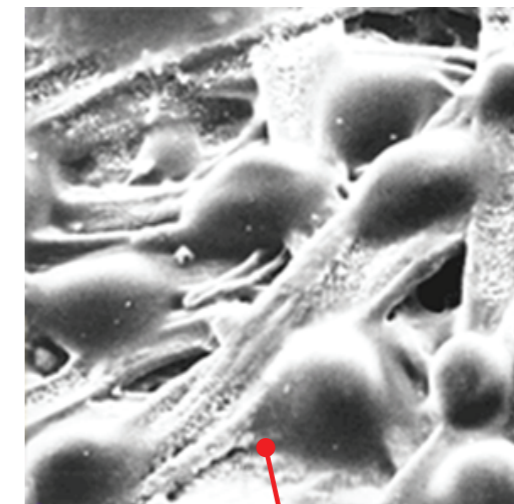


Fig. 8.3 Estrutura de microesferas na zona “colante” do post-it.

Curiosidade

Actualmente os cientistas recorrem a exemplos da Natureza, nomeadamente na capacidade que alguns répteis da família dos geconídeos (onde estão incluídos, para além de outros répteis, as conhecidas osgas, lagartixas e gecos) têm de ficarem presos a paredes lisas e a tectos, para desenvolver novos materiais conhecidos como super-adesivos.

Durante muito tempo a habilidade das lagartixas de poderem subir uma parede completamente vertical a uma velocidade de até 1 metro por segundo, colando e descolando as patas mais de 20 vezes por segundo, intrigou os cientistas, que chegaram a pensar que as lagartixas possuíam microventosas nas suas patas. Contudo, com o avanço das técnicas de microscopia à escala nanométrica, os cientistas descobriram que na realidade as lagartixas possuem nas suas patas uma quantidade muito grande de pelos microscópicos, cada um com comprimento de cerca de 100 milionésimos de metro, ou seja 100 micrometros. Essas pequenas estruturas, por sua vez, estão subdivididas em mil partes ainda menores, invisíveis a olho nu.

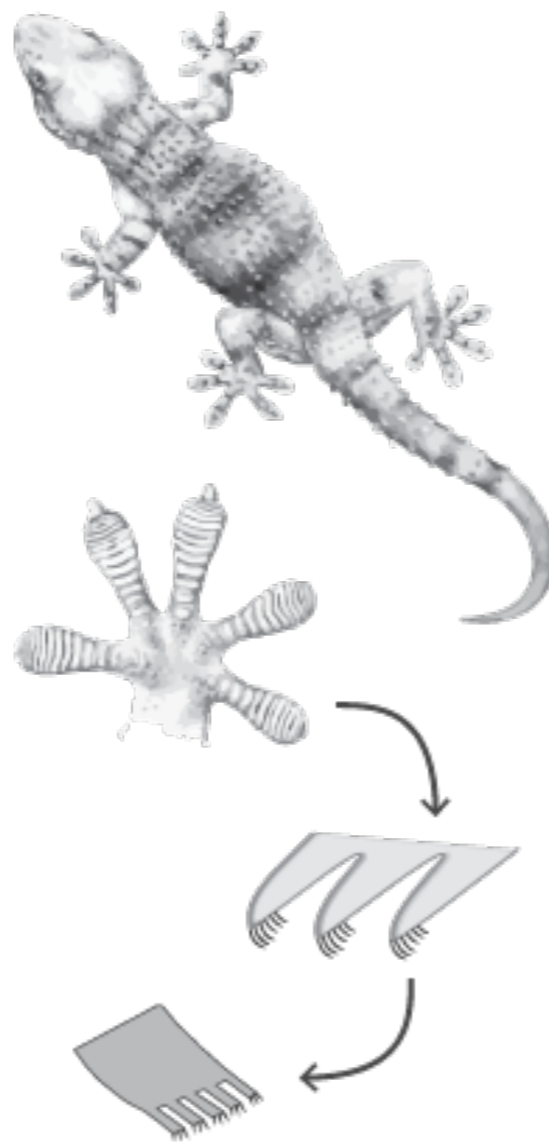


Fig. 8.4 As patas das osgas contêm centenas de filamentos microscópicos que garantem a excelente adesão às superfícies (imagem adaptada de Mafalda Paiva - Casa das Ciências).

Quando os répteis pressionam as suas patas contra uma superfície, os filamentos espalham-se e cobrem uma área relativamente grande em relação à que seria ocupada caso os dedos não estivessem subdivididos em unidades menores, aumentando a intensidade das forças que actuam entre a pata do animal e a parede. De acordo com os cientistas, se a lagartixa usasse todos os filamentos de seus dedos ao mesmo tempo, ela seria capaz de sustentar mais de 120 quilos. É por isso que elas conseguem ficar penduradas no tecto, suportando o seu peso, apoiando-se em apenas um dedo. Com a vantagem de que estas forças são “direccionais” ou seja só funcionam num sentido. Isto permite à lagartixa “desencaixar” facilmente a pata, bastando para tal apenas exercer força no sentido contrário. Assim, as patas das lagartixas podem colar-se e descolar-se com facilidade, sem que fique nenhum resíduo pegajoso na superfície que pisam. Estas propriedades das patas das lagartixas são uma fonte de inspiração para os cientistas criarem novos materiais, que podem colar e descolar sem deixar resíduos objectos pesados de uso quotidiano, como televisores ou computadores, às paredes. A verdade é que um adesivo seco e super

forte poderá ser utilizado numa gama virtualmente ilimitada de situações.

Recentemente, inspirados nestes estudos, os cientistas que lidam com adesivos, sintetizaram um novo material feito com nanotubos de carbono, que tem uma força adesiva 10 vezes maior do que a aderência dos pés das lagartixas. Mesmo com essa força toda, o adesivo é reversível e reutilizável. Quando pressionados sobre uma superfície, os nanotubos de carbono vergam-se, ampliando enormemente a área de contacto, maximizando assim a sua capacidade adesiva. Quando o material é puxado na direcção paralela ao corpo principal dos nanotubos, somente as pontas dos nanotubos permanecem em contacto com a superfície, minimizando as forças de atracção e permitindo que o adesivo se solte facilmente.

Este novo adesivo deverá ter uma gama enorme de aplicações, entre as quais se destacam os pés de robôs trepadores, que poderão subir em paredes para efectuar manutenções, por exemplo. As aplicações aeroespaciais também deverão ser alvo do novo adesivo biomimético (que imita ou se inspira na natureza), já que a maioria das outras colas não funciona no vácuo do espaço.

Faça em Casa

Na natureza existem vários compostos com propriedades adesivas. Aliás, até ao início do século passado, a matéria-prima das colas era natural, como resinas extraídas de folhas e troncos de árvores. Assim, propomos que faça em casa uma cola aproveitando um outro polímero natural: a caseína, a principal proteína presente no leite.

Material

- ◆ Copo de medição de volumes (30 ml e 125 ml)
- ◆ Jarra ou outro recipiente com bico
- ◆ Caneca ou copo alto (onde se possa apoiar um funil)
- ◆ Copo normal
- ◆ Pipeta ou seringa descartável (para medir 15 ml)
- ◆ Balança (para medir 1 g)
- ◆ Papel de filtro (poderá ser substituído por um guardanapo de algodão ou linho)
- ◆ Funil
- ◆ Colher
- ◆ Vareta de vidro (poderá ser substituída por uma colher com pé comprido)
- ◆ Água
- ◆ Bicarbonato de sódio
- ◆ Vinagre
- ◆ Leite magro

Procedimento

Na jarra adicione 30 ml de vinagre a 125 ml de leite e agite bem com a vareta.

Coloque o papel de filtro no funil e filtre a mistura com o leite para a caneca. Este procedimento é lento e poderá ser acelerado se a mistura for adicionada em pequenas quantidades.

Com a colher vá retirando a pasta semelhante a um queijo cremoso que ficou no papel de filtro (caseína) e coloque-a noutro copo.

Após a separação de toda a caseína, adicione 1 g de bicarbonato de sódio e com a vareta limpa misture bem. A reação do ácido do vinagre com o bicarbonato de sódio deverá produzir uma pequena quantidade de espuma que em pouco tempo se desfaz.

Acrescente 15 ml de água e continue a mexer bem até que toda a massa se dissolva.

Experimente a cola formada, tentando colar dois pedaços de papel ou madeira.

Resultado

Uma cola caseira perfeita para trabalhos manuais!

NOT A: Esta é uma cola caseira e não tem a durabilidade de uma cola comercial. Ela pode estragar-se e a melhor forma de guardá-la por alguns dias é num frasco com tampa, dentro do frigorífico!

O que aconteceu

A caseína é uma proteína (polímero natural constituído por aminoácidos) presente no leite e bastante solúvel em água. A sua solubilidade é muito afectada pela adição de ácidos que levam a que a caseína precipite, coagulando. Por isso, ela separa-se da fase líquida do leite quando se adiciona o vinagre. Essa fase líquida é chamada de “soro”. A adição de bicarbonato de sódio leva à formação de um sal sódico (caseinato de sódio), que tem propriedades adesivas, além de neutralizar os resíduos de ácido do vinagre. E não despreze o poder do sal sódico. As colas de caseína foram utilizadas durante a primeira grande guerra mundial na construção dos aviões, cuja estrutura era essencialmente à base de madeira.

Nota de segurança

Esta experiência utiliza apenas sólidos e líquidos comuns. As crianças deverão sempre ser supervisionadas por um adulto responsável. Os autores e a Universidade de Aveiro não assumem qualquer responsabilidade por danos ou prejuízos sofridos em resultado das experiências descritas.

A Química dos IMPERMEÁVEIS



Guião do programa

Com a aproximação dos dias de chuva, os casacos impermeáveis voltam a sair dos armários. E com eles, mais um dos confortos que temos a agradecer ao desenvolvimento da química.

A sua origem remonta pelo menos ao século XIII, quando os indígenas da América do sul cobriam as roupas com látex para os tornar impermeáveis.

A ideia foi importada pelos europeus, mas o sucesso não foi imediato: os primeiros impermeáveis eram pesados, desconfortavelmente rígidos, e sobretudo, bastante malcheirosos. O desenvolvimento da química de polímeros permitiu que os impermeáveis se fossem tornando mais leves, flexíveis, e inodoros.

Mas a qualidade mais notável dos impermeáveis modernos é que também permitem a respiração da pele isto é, impedem a entrada da água da chuva, mas permitem a saída do vapor de água libertado pela transpiração.

Este efeito é obtido através da criação de estruturas com minúsculos poros, por onde as gotas de água não entram mas as moléculas de água isoladas podem passar facilmente. Os modernos tecidos impermeáveis arejados são obtidos com duas camadas de polímeros de propriedades diferentes: uma primeira camada de um polímero micro poroso hidrofóbico ou seja, que repele a água; e uma camada de poliuretano, que fica virada para dentro, mais próxima da pele e que é hidrofílico (ou seja, atrai a água) e absorve a humidade que se liberta da pele.

Depois entra em acção um pouco de termodinâmica: a diferença de temperatura entre o lado de dentro e o lado de fora cria as condições necessária para que as moléculas de água absorvidas pelo poliuretano sejam empurradas para o exterior.

Se vestir um impermeável e se sentir como se estivesse numa sauna, então é porque ele ainda não está a tirar partido do desenvolvimento da química dos polímeros.

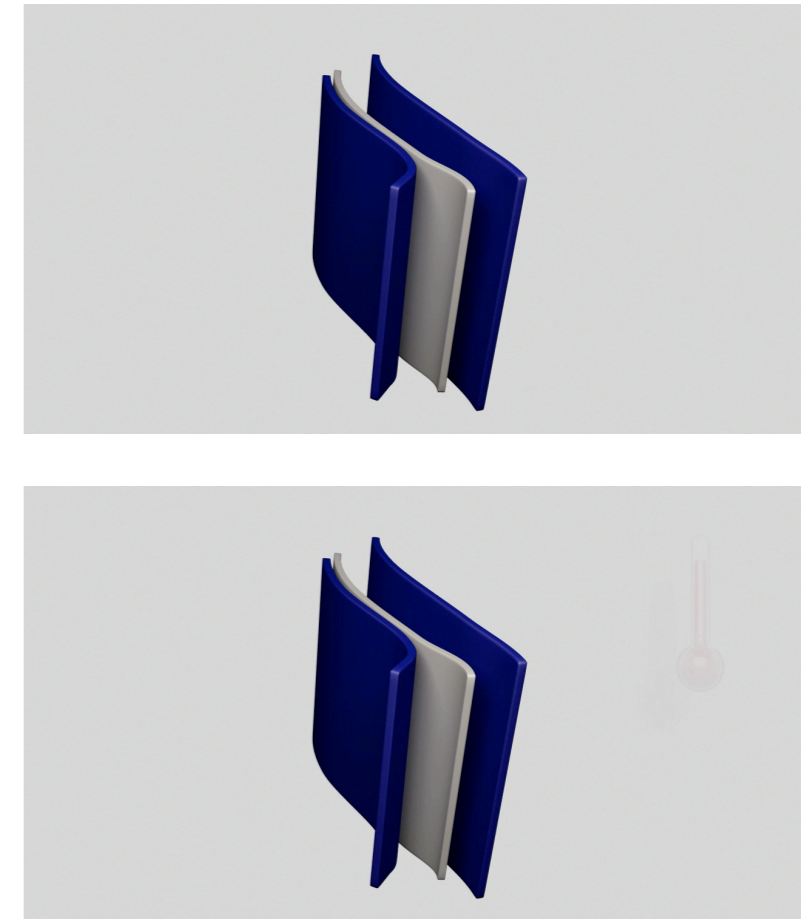


Fig. 9.1 Esquema da ação das diferentes camadas de polímero sobre as moléculas de água

Para saber mais

Os casacos impermeáveis são feitos de tecidos especiais tratados de forma a não deixar passar a água. Os primeiros tecidos impermeáveis foram inventados em 1823, pelo escocês Charles Macintosh que descobriu que a borracha natural (polímero de origem natural – ver também “Química da pastilha elástica”) podia ser dissolvida com alcatrão de hulha. O alcatrão de hulha é uma mistura líquida de compostos com cheiro intenso, resultante da queima do carvão, que naquela época era considerado um resíduo. Assim, Macintosh descobriu que essa mistura dissolvia a borracha, e que esta podia ser espalhada com um pincel sobre um tecido, tornando-o à prova de água. Contudo, a borracha tornava o tecido pegajoso, e Macintosh resolveu o problema colocando outra camada de tecido por cima, ficando a camada de borracha entre as duas de tecido.

No entanto, os problemas não ficaram completamente resolvidos, pois este material era pesado, tinha um odor desagradável, e tinha ainda tendência a enrijecer com o frio e a colar com o calor, pelo que não convenceu a população em geral a usá-lo. Mesmo assim, as forças armadas e a marinha mercante do Reino Uni-

do foram equipadas com ele, pois dadas as circunstâncias climáticas mais extremas por que passavam davam outro valor aos impermeáveis.

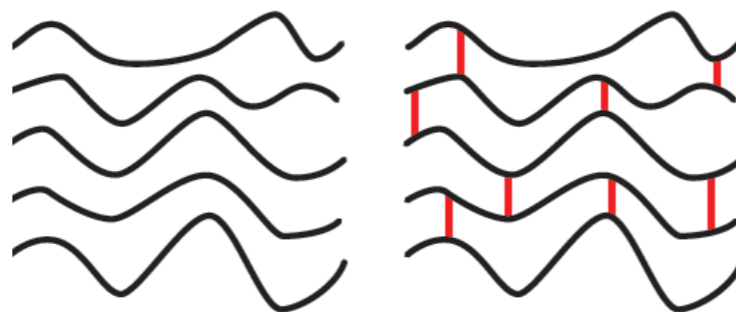


Fig. 9.2 Esquema da vulcanização: na borracha não vulcanizada, as cadeias de polímero (representadas pelas linhas pretas) podem deslizar e separar-se quando a borracha é esticada. O processo de vulcanização cria pontes (representadas pelos traços vermelhos) que tornam mais difícil esta rutura do material.

Para o desenvolvimento deste novo conceito, terão certamente contribuído os conhecimentos que surgiam na Europa sobre as antigas civilizações na América, como os Aztecas, Maias e Incas. O navegador Cristovão Colombo, no século XV, terá sido dos primeiros europeus a contactar com os povos indígenas americanos, tendo referido o aproveitamento que estes faziam da borracha natural, quer como bolas para jogar, quer na

impermeabilização de calçado e de peças de vestuário.

A borracha natural iria no entanto permanecer quase três séculos, após a sua descoberta pelos europeus, como uma mera curiosidade, um material sem grande utilização. Esta será “redescoberta” com o advento da Revolução Industrial no século XIX e o despertar do interesse pela industrialização de novas matérias, quer na Europa, quer nos Estados Unidos. Assim, surgem novas invenções que utilizam a borracha, como a de Charles Macintosh, mas outras se seguiram, que permitiram melhorar a sua invenção.

Em 1839, Charles Goodyear, nos Estados Unidos, e em 1842, Thomas Hancock no Reino Unido, descobriram que conforme o tempo e grau de aquecimento, a mistura da borracha natural com o enxofre e calor, lhe dava flexibilidade ou endurecimento, tornando-a mais resistente e quase insensível às variações de temperatura. A esse processo foi dado o nome de vulcanização, como uma homenagem ao deus romano do fogo (Vulcano).

A substituição da borracha natural por borracha vulcanizada permitiu a Macintosh, em sociedade com Hancock, a criação de impermeáveis com propriedades

mecânicas excepcionais: excelente resistência ao desgaste, flexibilidade e leveza; ao mesmo tempo que se eliminava a necessidade do solvente, e conseqüentemente dos odores desagradáveis e da dupla camada de tecidos.

No século XX, com o desenvolvimento da tecnologia e da indústria, surgem outros materiais impermeáveis, tendo por base novos polímeros sintéticos e revestimentos que repelem a água. No entanto, mesmo em alguns dos materiais mais inovadores usados actualmente, o conceito inicial de Macintosh mantém-se.

Um exemplo dos novos materiais utilizados, tal como referido no “guião do programa”, é o tecido Gore-Tex® (fabricado pela empresa americana W.L.Gore & Associates, Inc.), no qual uma membrana Gore-Tex® é laminada entre dois tecidos. O exterior é tipicamente de nylon ou poliéster, fibras artificiais mais resistentes e o interior de poliuretano (PU), um material polimérico leve, resistente à abrasão, macio, elástico e flexível, que permite a difusão do vapor de água para o exterior.

O “segredo” destes materiais está na membrana Gore-Tex® que é feita a partir de politetrafluoretileno (PTFE) expandido, conhecido comercialmente como Teflón®.

Este material apresenta-se como uma camada muito fina e com muitos microporos, sendo cada um deles 20 mil vezes menor do que uma gotícula de água e 700 vezes maior do que uma molécula de vapor. Ou seja, a membrana fornece total impermeabilidade (impede a água exterior de entrar), ao mesmo tempo que permite que o excesso de calor e o vapor da transpiração saiam com facilidade.

Assim um impermeável com esta composição torna-se para além de impermeável, flexível, leve e confortável, também “corta-vento” e transpirável.

Para garantir que estas características não se perdem com o tempo e o uso, é ainda feito um tratamento final hidrorrepelente DWR (Durable Water Repellent – durável e resistente à água) à superfície exterior do tecido, que faz com que a água deslize e não seja absorvida pelo tecido. Caso contrário, esta iria obstruir os poros de transpiração da membrana, diminuindo a sua capacidade de nos manter secos e confortáveis, não por deixar passar a água do exterior (a membrana é impermeável), mas por não permitir o eficiente escoamento da transpiração e calor.

Estes tratamentos têm como base a nanotecnologia (ver também “Química dos cosméticos”) e são inspirados num fenómeno que ocorre na natureza – efeito Lótus – que diz respeito à repelência muito elevada à água (super-hidrofobia) apresentada pelas folhas da flor de Lótus (*Nelumbo nucifera*). As folhas de Lótus têm a superfície coberta de ceras hidrofóbicas, que são ásperas e texturizadas (saliências nanométricas), que diminuem a área de contacto entre as gotas de água e esta. Assim, quando a chuva cai, estas nanoestruturas mantêm as gotas de chuva numa forma esférica, que rolam facilmente pela superfície, arrastando consigo as partículas de sujidade.

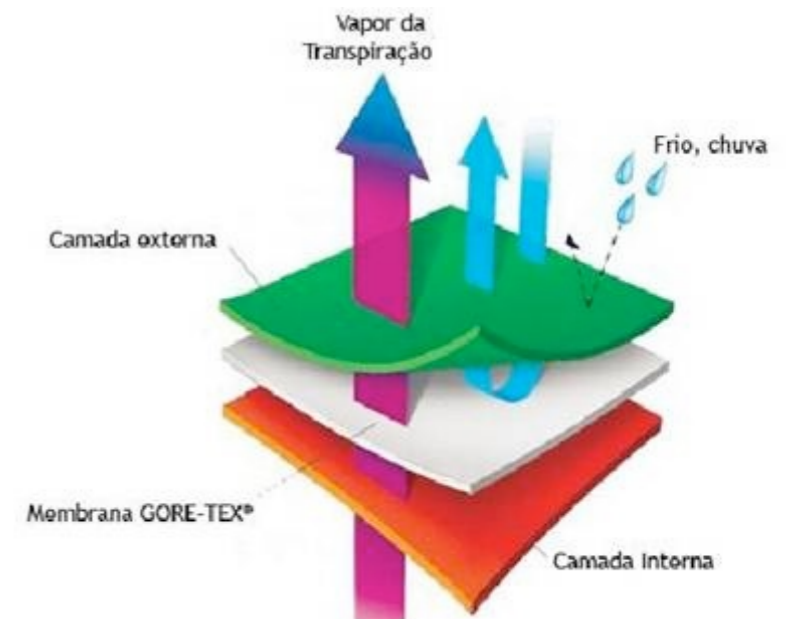


Fig. 9.3 Esquema de funcionamento da membrana Gore-Tex®

Curiosidade

A nova capacidade de manipular os materiais a escalas tão pequenas é também aproveitada por outras empresas para produzir têxteis “inteligentes”. Por exemplo, a Nano-Tex LLC, baseada na tecnologia Nano-Tex®, desenvolveu o tecido Nano-Care. Este tecido foi projetado para imitar a folha de Lótus, uma vez que o que a empresa faz é acrescentar “nanopelos” (nanoestruturas) às fibras de algodão. Dadas as dimensões tão pequenas destas estruturas, o tecido não altera a sua aparência nem se torna diferente ao tacto, mas passa a repelir líquidos através do efeito Lótus. E como os líquidos não penetram no tecido, o processo também ajuda o tecido a resistir a manchas.

No futuro, com base na nanotecnologia, são esperadas ainda mais inovações tecnológicas para os tecidos, permitindo que estes, para além de repelirem a água e serem auto-limpantes, nos forneçam protecção anti-bacteriana, protecção aos raios ultra-violeta do sol, sejam anti-estáticos e se apresentem sempre sem vincos (rugas) entre outras funcionalidades. São designados têxteis funcionais e inteligentes, que permitem maior sensação de bem-estar, maior durabilidade e funções diferentes.

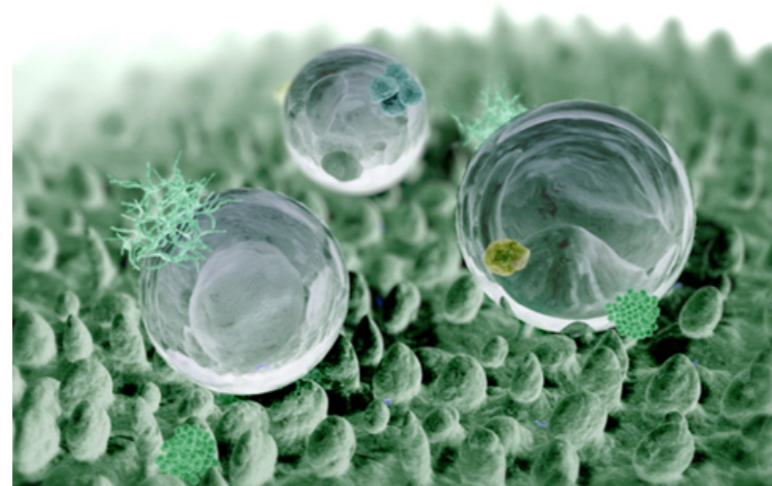
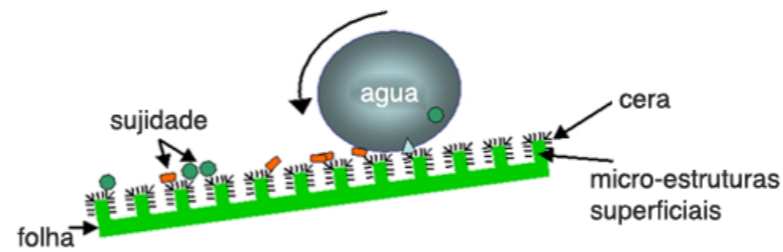


Fig. 9.4 Esquema e fotografia folha lótus. Graças às suas saliências nanométricas e hidrofóbicas, a superfície das folhas de lótus está sempre limpa e seca, isto apesar de muitas destas folhas nascerem em locais lamacentos.

Faça em Casa

Agora que já conhece alguns dos segredos químicos da impermeabilidade, nada melhor do que testar a impermeabilidade (ou não) de diferentes tecidos têxteis que existem em casa.

Material

- ♦ Diferentes tecidos
- ♦ Conta-gotas
- ♦ Folha de couve

Procedimento

- (1) Comece por fazer uma selecção de diferentes tecidos têxteis que encontre em casa.
- (2) De seguida, escolha um local plano e seguro para os colocar de forma esticada, como por exemplo a banca da cozinha.
- (3) À superfície de cada um deles, com o auxílio de um conta-gotas deixe cair uma pequena gota de água (de preferência destilada). Se não tiver nenhum conta-gotas disponível, um saco plástico furado com uma agulha pode fazer o mesmo efeito.
- (4) Observe a forma da gota de água à superfície de cada um dos tecidos.
- (5) Como teste final, proceda da mesma forma mas utilize a superfície da folha de uma couve em vez do tecido.

Resultado

Está encontrada a melhor peça para vestir nos dias de chuva.

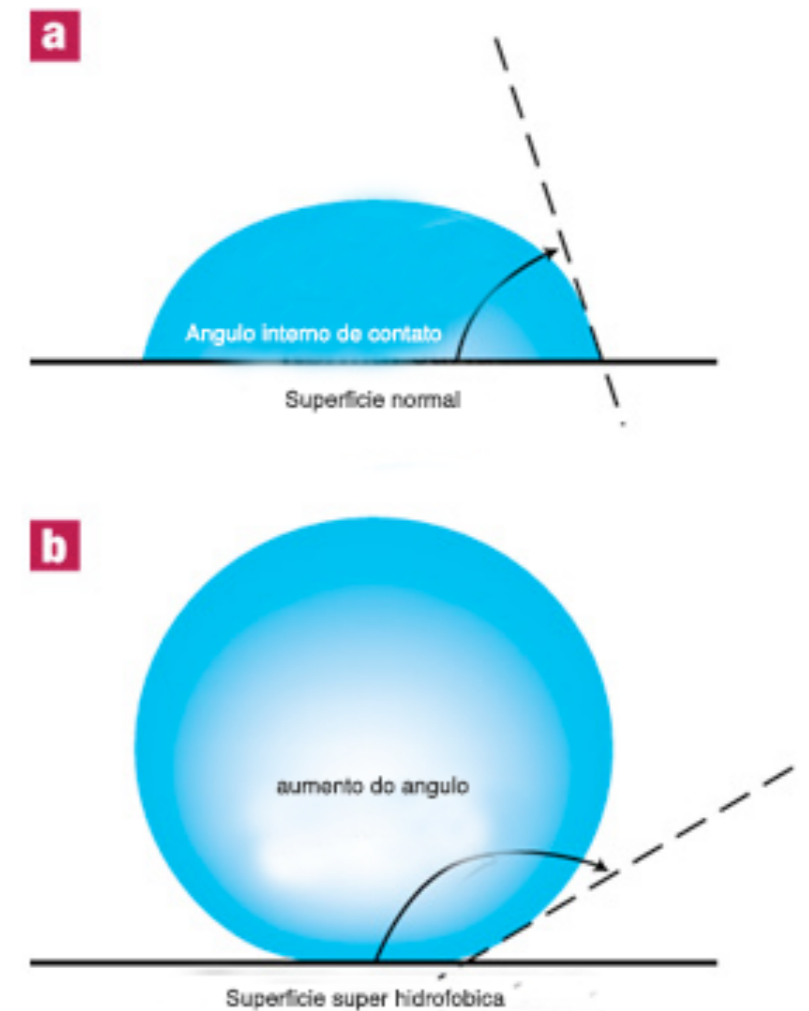


Fig. 9.5 Esquema ângulo de contacto. Quanto maior o ângulo de contacto, menor é a proporção da área de uma gota de líquido em contacto com uma superfície sólida.

O que aconteceu

Dependendo do carácter mais ou menos hidrofóbico dos têxteis testados, estes apresentam maior ou menor poder impermeabilizante, pelo que a gota de água será menos ou mais absorvida pelo tecido.

Ao observar a forma da gota na superfície, é possível medir o chamado ângulo de contacto, o ângulo a que uma gota do líquido toca a superfície. Quanto mais a superfície é hidrofóbica, menos “gosta” da água, e portanto mais a água se enrola numa conta para minimizar o contacto com a superfície, aumentando o ângulo de contacto (ver figura). No caso da folha de couve, que tem uma superfície super-hidrofóbica pois está revestida de ceras hidrofóbicas que formam pequenos pilares (tal como a folha de Lótus), quando uma gota de água cai na sua superfície toca apenas nas pontas dos pilares de cera e não na folha em si. Isso faz com que a gota seja facilmente removida se inclinarmos a folha.

Nota de segurança

Esta experiência utiliza apenas sólidos e líquidos comuns. Contudo, é possível causar manchas pelo que se deve lavar bem as mãos e as superfícies depois de os manusear. As crianças deverão sempre ser supervisionadas por um adulto responsável. Os autores e a Universidade de Aveiro não assumem qualquer responsabilidade por danos ou prejuízos sofridos em resultado das experiências descritas.

QdC@UA

A imitação da nano-estrutura da folha de lótus não é o único processo de obtenção de superfícies super-hidrofóbicas. A criação de materiais com superfícies superhidrofóbicas por alteração química das fibras de celulose é um dos objetos de estudo do Grupo de Materiais Macromoleculares e Lenhocelulósicos do Departamento de Química da Universidade de Aveiro. A celulose é, sem dúvida, o polímero mais abundante na natureza, sendo possível encontrá-lo em variadas formas morfológicas, das quais as fibras de madeira e de algodão são exemplos típicos. Os investigadores da Universidade de Aveiro estão a explorar a modificação das propriedades de fibras de celulose através de reações químicas controladas, utilizando, entre outros, reagentes com ligações carbono-flúor (compostos de carbono fluorados). Os materiais assim obtidos têm aplicações em diversas áreas, incluindo o vestuário e os materiais de embalagem.

Contacto

Prof. Armando Silvestre
Departamento de Química / CICECO
Universidade de Aveiro

A Química do SONO



Todos sabemos a importância de uma boa noite de sono. O que nem todos sabem é que alternância entre o dormir e estar acordado resulta da acção combinada de diversas substâncias químicas no nosso cérebro.

E entre as mais importantes estão a adenosina e a melatonina, duas substâncias com um papel muito activo na regulação do sono.

A adenosina é um produto secundário do consumo de energia pelo corpo. Os cientistas pensam que ela se vai acumulando no nosso corpo ao longo do dia, gerando a sensação de cansaço e sonolência que marca o início do processo do sono, sendo depois removida enquanto dormimos, para acordarmos frescos como alfaces! É por isso que adormecemos mais facilmente depois de um dia cansativo e porque nos sentimos cansados quando não dormimos o suficiente!

Indícios deste papel da adenosina, é a sua competição com a cafeína. A cafeína liga-se aos mesmos receptores do cérebro que a adenosina, impedindo-a de actuar, o que explica porque é que a cafeína pode impedir-nos de adormecer. Imagine que colocamos pastilha elástica numa fechadura cuja chave é a adenosina;

acabamos por conseguir abrir a porta, mas só depois de umas horas a limpar a fechadura. A melatonina, por seu lado, é uma hormona produzida pela glândula pineal, uma estrutura no interior do cérebro. A presença de melatonina no cérebro inibe o estado de alerta e contribui para que o sono se instale.

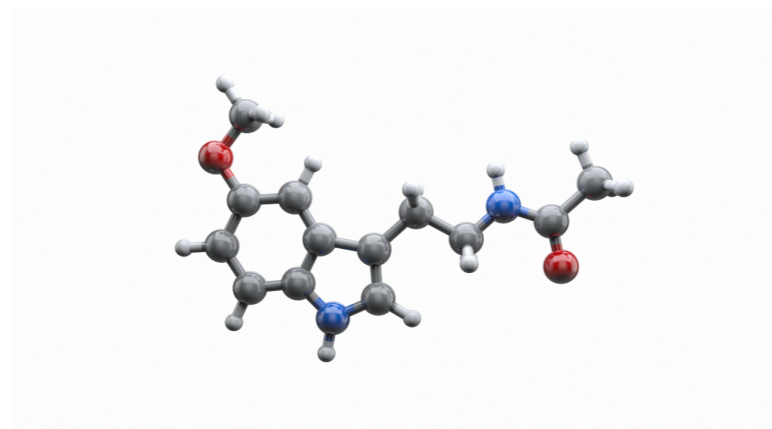


Fig. 10.2 A melatonina tem um papel importante na regulação do nosso sono e os seus ciclos de produção, diferentes de indivíduo para indivíduo, podem ser os responsáveis por alguns de nós serem “madrugadores” e outros mais “noctívagos”.

A produção de melatonina é extremamente sensível à luz: é estimulada pelo aproximar da noite, mas é inibida logo que a retina detecta luz. A mais pequena luminosidade já reduz a produção de melatonina, o que explica porque começamos a acordar quando o sol nasce, ou porque há pessoas que só conseguem adormecer em completa escuridão.

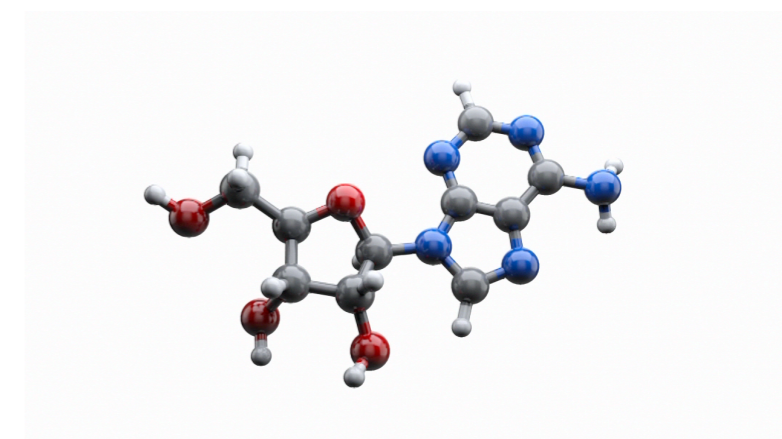


Fig. 10.1 A adenosina desempenha um papel importante em diversos processos bioquímicos do nosso organismo relacionados com a transferência de energia. Ela atua também como um neurotransmissor inibidor que faz diminuir a atividade cerebral e reduz a frequência cardíaca, preparando assim o nosso corpo para ir dormir.

Para saber mais

Deitar cedo e cedo erguer, dá saúde e faz crescer!

Mais uma vez, a sabedoria popular está correta. As evidências científicas corroboram este ditado popular. Durante o sono ocorrem um conjunto de processos bioquímicos essenciais para o restauro da energia do organismo (produção de ATP), com correspondente “recuperação das forças físicas e mentais” bem como dos processos anabólicos (síntese de biomoléculas).



Fig. 10.3 Imagem dos ratinhos. A incapacidade do rato da esquerda produzir leptina provocou obesidade quando comparado com o rato da direita, cuja produção de leptina é normal.

É durante o sono que ocorre a libertação da hormona de crescimento, a somatotropina, ou a GH (do inglês, Growth Hormone).

Na infância, cerca de 90% das hormonas de crescimento são segregadas durante o sono. A qualidade do sono tem um papel relevante nos primeiros anos de vida, sendo essencial para um bom desenvolvimento físico. Na fase adulta a hormona GH é liberada em menor quantidade. Nesta fase da vida, a GH é responsável pela manutenção do tónus muscular, evitando acumular de gordura e a osteoporose. Alguns estudos indicam também que existe uma relação direta entre poucas horas de sono e o aumento de peso. Durante o sono há a síntese da hormona leptina (do grego leptos – magro), responsável pela sensação de saciedade. Assim, poucas horas de sono provocam uma diminuição desta saciedade e por isso, quando fazemos uma dieta não há comida que nos satisfaça! Ao mesmo tempo, quando dormimos pouco aumenta a produção da grelina, uma hormona que atua no cérebro dando a sensação de fome e estimulando o apetite.

Ao contrário do que imaginamos, dormir não é sinónimo de descanso, pelo menos, para o cérebro! Durante esta fase o cérebro faz a reparação de lesões cerebrais

e trabalha na conservação da memória. Para isso, compila os dados adquiridos durante o dia e armazena-os corretamente de modo a conseguir, em qualquer altura, recuperar e usar essa mesma informação.

Estudos dos sinais elétricos enviados pelo cérebro – eletroencefalografia – permitiram concluir que as fases do sono dividem-se em dois momentos fisiologicamente distintos: NREM – acrónimo do inglês para o sono sem movimentos rápidos dos olhos e REM – acrónimo do inglês para sono com movimento rápido dos olhos.

No estágio REM, a qual ocupa aproximadamente 75% do nosso sono, reconhecem-se 4 fases distintas em termos de atividade cerebral e produção de hormonas.

Fase 1 – A Melatonina é libertada induzindo o sono. Este estado de sonolência tem uma duração entre 1 a 2 minutos. O indivíduo pode acordar facilmente.

Fase 2 – Os ritmos cardíaco e respiratório diminuem, os músculos relaxam-se e a temperatura corporal desce. Tem a duração entre 5 a 15 minutos.

Fase 3 – Esta fase tem a duração entre 15 a 20 minutos. Da fase 3 para a fase 4, há uma progressão da dificuldade de despertar. Estas fases são muito semelhantes entre si. Fase 4 – Tem a duração de cerca de 40 minutos, sendo muito difícil o despertar. O cortisol começa a ser liberado até atingir seu pico (na fase REM).

Depois, a pessoa retorna à 3ª fase (cerca de 15 minutos) e à 2ª fase (cerca de 15 minutos). Entra, então, no estágio REM. No estágio REM (também considerado fase 5) atinge-se um máximo da atividade cerebral, ocorrem os sonhos e gravamos o que aprendemos durante o dia. As memórias são reativadas, colocadas em perspectiva e integradas. A frequência cardíaca e respiratória aumenta e os músculos esqueléticos relaxam. Neste estágio são libertadas grandes quantidades de hormonas de crescimento que induzem a síntese proteica, o crescimento, a reparação tecidual, bem como, todo o anabolismo celular.

Estes momentos/estágios contemplam um ciclo de sono, o qual tem a duração de aproximadamente 90 (podendo chegar aos 120 minutos). Numa noite ocorrem normalmente cinco ciclos. No entanto, apesar de todos passarmos pelas

mesmas fases no sono, a verdade é que cada individuo apresenta diferentes necessidades em relação ao número de horas dormidas. É caso para concluir que não importa a quantidade, mas sim a qualidade. E não fique preocupado por saber que grandes génios dormiam poucas horas: Albert Einstein precisava de 10 horas de sono (provavelmente, deveria ter muita informação para organizar durante as horas de descanso)!

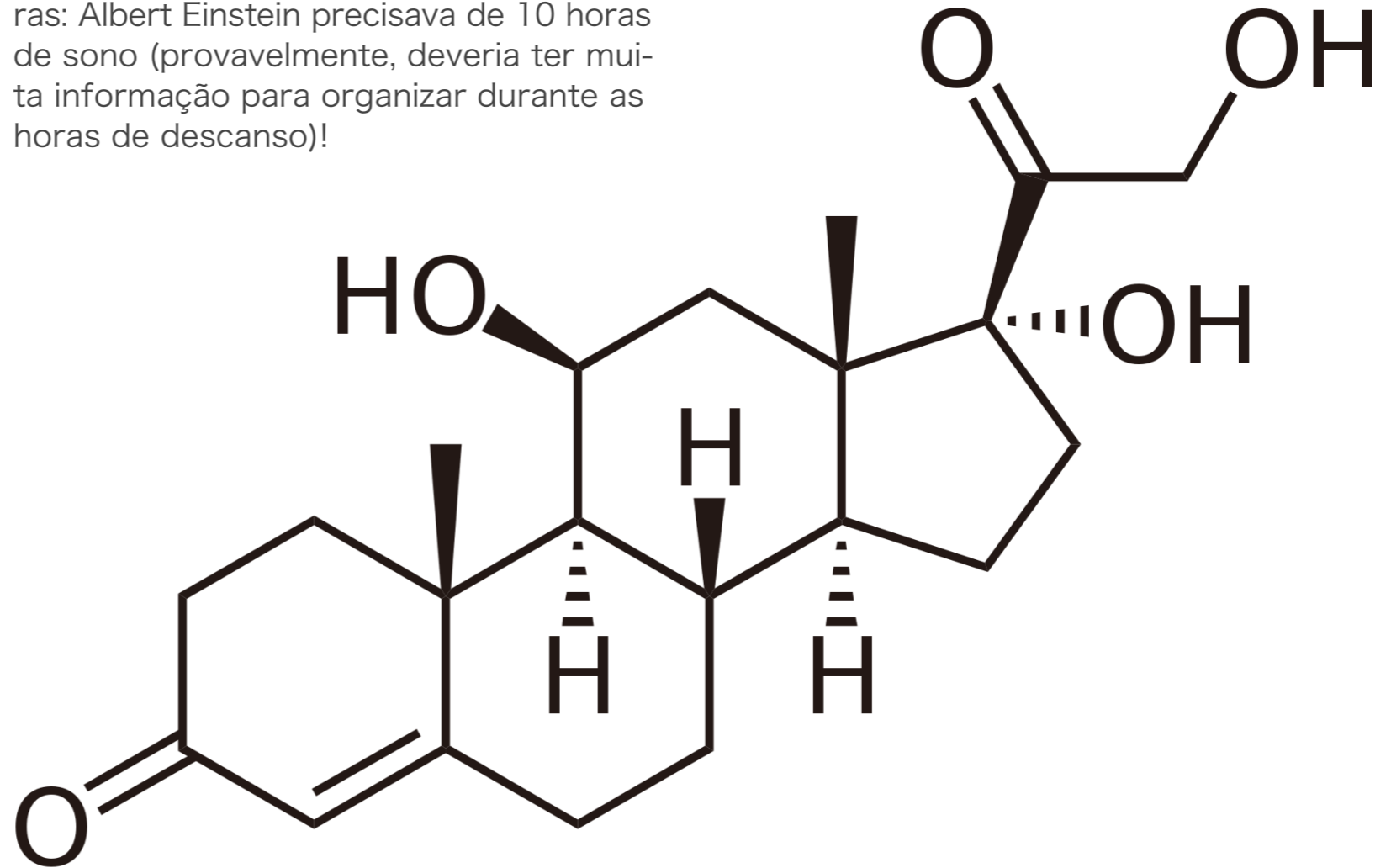


Fig. 10.4 Estrutura do cortisol. O cortisol é considerado a molécula do stress uma vez que a sua produção se intensifica com situações que nos deixam stressados. Esta molécula tem um máximo de produção biológica por volta do despertar (é por isso considerada também a molécula do despertar) e no final do dia. O excesso de cortisol pode estar na origem de insónias.

Curiosidade

A química pode ajudá-lo a deixar de contar carneiros para adormecer. Para ajudar a ultrapassar a dificuldade em dormir, a química respondeu com a síntese de um composto semelhante ao produzido pelo organismo na primeira fase do sono: a melatonina. Por ser semelhante ao sintetizado pelo organismo não possui os efeitos adversos de alguns soníferos.

O corpo compreende se é dia ou noite sabendo que há um antes e um depois da melatonina. E cada órgão tem tarefas noturnas e diurnas, com um padrão de atividade que se reinicia a cada 25,2 horas. É o chamado ciclo ou ritmo circadiano – do latim “Circa Diem”, que significa por volta de um dia. Constitui assim um mecanismo de aproximação do relógio biológico ao período de 24h da alternância da luz solar.

O ritmo circadiano regula no nosso corpo ciclos, tais como o processo digestivo, a renovação celular e o sono. Os médicos acreditam que a administração de melatonina como medicamento poderá substituir a ação natural do sol no ajuste do “relógio” biológico aos ritmos circadianos. Contudo o mecanismo pelo qual a melatonina atua sobre os sistemas de temporização ainda é objeto de estudo pela

ciência. Uma aplicação bastante útil desta molécula é na resolução dos problemas de sono associados às mudanças fuso horário (conhecido como “jet-lag”), por exemplo, nas viagens transmeridionais, ou até em viagens mais longas, como as viagens ao espaço! A desregulação do sono é um problema que quase todos os astronautas sofrem quando em missões espaciais. Na verdade, os comprimidos para adormecer compõem quase metade de todos os medicamentos utilizados no espaço.

Para resolver este problema a NASA está também a estudar a aplicação de uma luz LED, nas estações espaciais, que simule as mudanças de luminosidade que ocorrem na terra, normalizando desta forma os níveis de produção de melatonina.

Faça em Casa

O senso comum tem noção da dificuldade em adormecer após a ingestão de café ou outras bebidas com cafeína. Como explicado no “guião do programa”, tal acontece uma vez que a cafeína se liga aos mesmos receptores do cérebro que a adenosina, impedindo assim a sua ação sobre o sistema nervoso central. Ou seja, a cafeína inibe a ação da adenosina!

No organismo humano são vários os exemplos de compostos que funcionam como inibidores de processos bioquímicos. O que propomos que faça em casa é que teste como funciona a ação de um inibidor sobre uma enzima.

Material

- ♦ 3 Colheres de plástico (pequena)
- ♦ 6 Copos de plástico (transparentes)
- ♦ X-ato ou faca de cozinha
- ♦ 1 Marcador ou etiquetas pequenas
- ♦ Água oxigenada
- ♦ Água (de preferência) destilada

- ♦ 1 Batata
- ♦ Sulfato de Cobre II hidratado (pode se obter numa drogaria)

Procedimento

- (1) Comece por preparar uma solução de sulfato de cobre. Para isso, adicione num copo etiquetado uma colher (bem cheia) de sulfato de cobre.
- (2) Tente reduzir o tamanho dos cristais triturando-os, por exemplo, com a ajuda de uma colher.
- (3) Adicionar água até meio do copo e agite a solução até dissolver os cristais.
- (4) De seguida, coloque uma etiqueta nos restantes copos de plástico. Os copos devem ser marcados como: branco; inibidor 1; inibidor 2, inibidor 3 e catalase.
- (5) Adicione água oxigenada até metade da capacidade dos copos. (Deve-se verificar o mesmo nível comparando os copos).
- (6) Adicione agora, a cada um dos copos, os seguintes reagentes:

- (7) Branco: 15 colheres de água destilada;
- (8) Inibidor 1: 10 colheres de água destilada + 5 colheres da solução de sulfato de cobre;
- (9) Inibidor 2: 5 colheres de água destilada + 10 colheres da solução de sulfato de cobre;
- (10) Inibidor 3: 15 colheres da solução de sulfato de cobre;
- (11) Catalase: 15 colheres de água destilada.
- (12) Corte quatro pequenos cubos de batata (idênticos) e adicione ao mesmo tempo, a todos os copos, com exceção do branco.
- (13) Observe a formação de bolhas e tente comparar a velocidade de formação das mesmas nos diferentes copos.

Resultado

A efervescência da água oxigenada inibida pelo sulfato de cobre!

O que aconteceu?

Muitas vezes já colocamos água oxigenada sobre feridas e verificamos o aparecimento de bolhas. Estas bolhas não são mais do que oxigénio a libertar-se. O oxigénio é assim um produto da decomposição da água oxigenada (tal como o nome sugere, é uma “água” enriquecida em átomos de oxigénio; a sua fórmula química é H_2O_2 e o seu nome científico é peróxido de hidrogénio).

A decomposição da água oxigenada é uma reação lenta, que ocorre naturalmente e, por isso, quando a água oxigenada fica guardada muito tempo na farmácia lá de casa começa a perder o seu “poder”. No entanto, esta reação é acelerada por uma enzima presente no sangue, a catalase. Esta é a mesma enzima que encontramos na batata! Por isso, verificamos também a formação de bolhas em alguns dos copos! Nos copos que continham sulfato de cobre a formação de

bolhas não foi tão rápida ou nem sequer chegou a acontecer. Isto acontece porque, alguns iões, como os iões de cobre (o sulfato de cobre é um sal, que quando em solução, se dissocia nos seus iões – ião cobre e ião sulfato) têm a capacidade de se ligar ao centro ativo da enzima (ver “Química do pão”), inibindo a sua ação sobre o peróxido de hidrogénio. Nesta atividade, a capacidade inibitória do sulfato de cobre depende da sua concentração e por isso, à medida que aumentamos a quantidade adicionada nos copos, vai diminuindo a libertação de oxigénio. A atividade das enzimas depende não só da presença de inibidores mas também de outros fatores como temperatura ou pH. Assim, para terminar, propomos que tente descobrir qual o efeito sobre a ação da catalase se cozermos a batata ou se adicionarmos sumo de limão à água destilada (diminuindo assim o pH do meio).

Nota de segurança

Esta experiência utiliza apenas sólidos e líquidos comuns. As crianças deverão sempre ser supervisionadas por um adulto responsável. Os autores e a Universidade de Aveiro não assumem qualquer responsabilidade por danos ou prejuízos sofridos em resultado das experiências descritas.

A Química do SAL



Quando pensamos nos compostos químicos que contribuem para o bem-estar da humanidade, raramente nos lembramos do cloreto de sódio - o vulgar “sal de cozinha”.

No entanto, o sal é um dos compostos químicos há mais tempo utilizado pelo Homem pela sua capacidade para conservar alimentos, o que o tornou numa mercadoria de elevado valor. De facto, a conservação dos alimentos pelo sal é uma das bases da nossa civilização, pois permitiu libertar o homem da dependência sazonal dos alimentos e armazenar durante o Verão as reservas alimentares para o Inverno.

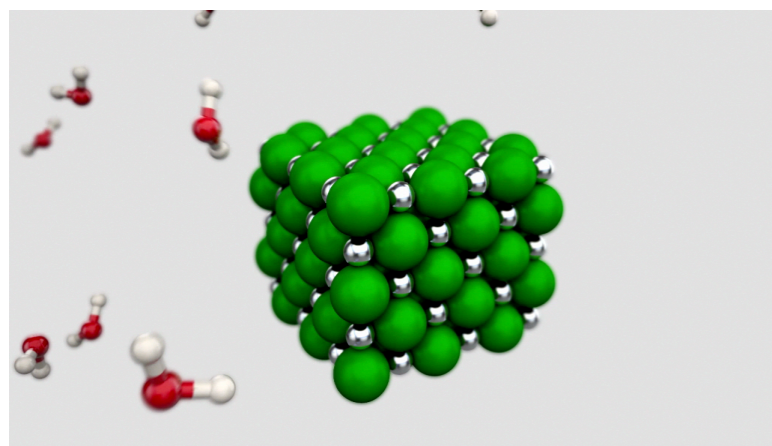


Fig. 11.1 Dissolução do cloreto de sódio em água

A adição de sal a um alimento desencadeia um processo de osmose, que faz com que a água passe de um ambiente com uma menor concentração de sal para um com maior concentração. Assim, o sal retira a água dos alimentos, inibindo o crescimento de micro-organismos. Estes micro-organismos, que causam o apodrecimento dos alimentos e produzem toxinas que afectam a nossa saúde, não sobrevivem num ambiente de elevada pressão osmótica, isto é, que lhes rouba a água por osmose.

O cloreto de sódio é também um componente alimentar essencial ao funcionamento do nosso organismo. A dissolução do “sal” origina iões sódio e iões cloreto, os quais estão presentes em todos os tecidos e fluidos do corpo humano, onde desempenham funções muito diversificadas. Só para citar as mais importantes, são essenciais para o equilíbrio osmótico entre os fluidos celulares e extracelulares, garantem o equilíbrio entre iões positivos e iões negativos no organismo e têm um papel relevante na transmissão de impulsos nervosos por todo o corpo.

Mas em excesso, o sal pode trazer-lhe complicações de saúde. Não ultrapasse a ingestão dos 6g diários recomendado pela Organização Mundial de Saúde se quer beneficiar da química do sal!

Para saber mais

O termo “sal” em Química diz respeito a inúmeros compostos iónicos electricamente neutros, constituídos por iões positivos (catiões) e iões negativos (aniões), que são resultantes da interacção de um ácido (que fornece o anião constituinte do sal) com uma base (que fornece o cation constituinte do sal). Como há muitos ácidos e bases, há vários tipos diferentes de substâncias que podem ser chamadas de sal. Mas, na cozinha, o que se conhece simplesmente por “sal” é apenas um desses sais: o cloreto de sódio (NaCl), formado a partir da reacção do ácido clorídrico (HCl) com a soda cáustica (NaOH). Entre os iões de cargas com sinais opostos (Na^+ e Cl^-) estabelecem-se forças de atracção eléctricas, e por esta razão um sal no estado sólido é constituído por uma rede cristalina contínua, em que cada ião se encontra ligado a um conjunto de iões na sua vizinhança, com carga oposta. A solubilidade do cloreto de sódio em água é um dos motivos que leva à sua utilização na cozinha. O sal ao ser colocado em água, sofre dissociação, isto é, os iões separam-se e ficam rodeados de moléculas de água.

Contudo, em rigor, o sal de cozinha não é um “sal”! Por quê? Porque o sal de cozi-

nha não é constituído apenas por cloreto de sódio, mas é antes uma mistura de alguns sais. Alguns destes sais são impurezas associadas ao processo de extração (por exemplo o sulfato de magnésio, o qual não pode estar presente no sal de cozinha numa quantidade superior a 1%; quando tal se verifica é necessário proceder a sucessivas lavagens). Outros são adicionados intencionalmente como o iodeto de potássio (introduzido como forma de prevenção dos distúrbios por deficiência de iodo), o ferrocianeto de sódio e o alumino-silicato de sódio (responsáveis pela diminuição da humidade do produto, evitando assim que o sal aglutine). No entanto, todos estes sais estão presentes em quantidades quase insignificantes quando comparadas com o teor em cloreto de sódio: acima de 99% em massa.

A principal fonte do sal é a água do mar. Em termos médios existem cerca de 35 g de sal por litro de água, embora esse teor possa atingir valores muito elevados, por exemplo, cerca de 300 g por litro no Mar Morto.

A exploração do sal é feita a céu aberto e em grande escala nas salinas, por evaporação natural ao sol e ao vento. No nosso país encontramos estas estru-

turas em regiões como Aveiro, Figueira da Foz e Algarve. Porém, o cloreto de sódio também se encontra bastante puro e cristalino na Natureza, constituindo o mineral halite, mais vulgarmente designado por sal-gema. Assim, este também pode ser obtido recorrendo-se à sua exploração mineira, feita a partir de depósitos subterrâneos de origem sedimentar, antigos lagos ou veios de água salgada (como por exemplo, nas minas de Loulé ou de Rio Maior).

Actualmente, do total de sal extraído no mundo, apenas cerca de 5 % é para consumo humano. A maior parte da produção de sal é utilizada nas indústrias, para diversos fins, tais como produção de soda cáustica, cloro gasoso, produção de papel, tecidos, cosméticos, tinturas e medicamentos.

Contudo, o Homem não pode viver sem sal. Para além de agradável ao nosso paladar, o sal é essencial para a vida. O sal tem um papel importante na contração muscular assim como na transmissão de impulsos nervosos, além de ser fundamental para manter o equilíbrio hídrico do corpo. O consumo de sal é importante, mas temos que ter cuidado pois o seu consumo em excesso está associado a problemas de hipertensão e do foro car-

diovascular, podendo mesmo afectar os rins. O sal em excesso faz subir a pressão arterial no nosso corpo, pois ele provoca o aumento de volume do sangue que corre pelas nossas artérias e veias. O cloreto de sódio é responsável pela troca de água das células com o meio que as circunda, por intermédio de fenómenos de osmose. Assim, quando temos muito sal em circulação (meio hipertónico – mais concentrado em sal), o nosso sangue passa a reter água vinda do interior das células (meio hipotónico – menos concentrado em sal). Tal como na preservação dos alimentos! Desta forma, aumentamos o volume sanguíneo e, como os “tubos” percorridos por ele se mantêm inalterados, a pressão sobe.

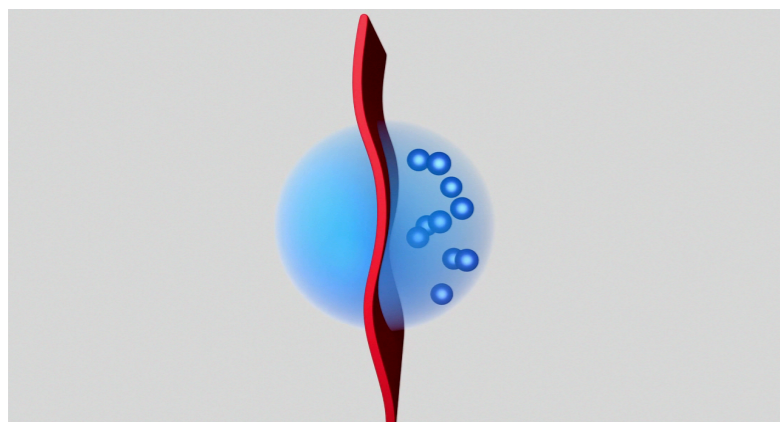


Fig. 11.2 A osmose é uma propriedade que permite o movimento da água entre meios com concentrações diferentes de solutos (neste caso sal) separados por uma membrana semipermeável.

Uma medida para a redução dos casos de hipertensão seria a utilização do chamado sal light, constituído por uma mistura de 50 % cloreto de sódio (NaCl) e 50 % cloreto de potássio (KCl). O efeito do KCl caracteriza-se por ter um menor tempo de retenção no organismo humano em comparação com o NaCl. Como o ião potássio (K^+) é maior que o sódio (Na^+) tem a carga positiva menos concentrada e, assim, retém menos água. Naturalmente, isso faz com que o aumento da pressão sanguínea seja menor. A denominação light pode causar alguma confusão, pois o termo é normalmente dado a alimentos de baixo teor calórico. Neste caso, a designação de sal light não se refere a uma redução no valor calórico do produto, mas sim ao diferente efeito metabólico no organismo humano do KCl em relação ao NaCl. Logo, a sua designação mais correcta deveria ser dietético, dado que se suprime NaCl, em favor de KCl.

Curiosidade

Os Gregos e os Romanos utilizavam o sal como moeda de troca para as suas compras e vendas. Era um bem precioso, uma vez que dava gosto à comida, mas acima de tudo porque permitia a conservação dos alimentos (uma técnica ainda hoje utilizada na seca do bacalhau, a salmoura). Assim, no tempo do Império Romano, os exércitos romanos pagavam aos seus soldados com um saquinho de sal, que era chamado de *salarium* e que, com o tempo, foi convertido num certo valor em moedas. Foi daí que surgiu o termo “salário” que usamos até hoje para designar o pagamento do empregador ao empregado, “soldo”, de pagamento em sal e “soldado”, ou seja aquele que recebeu o pagamento em sal.

Faça em Casa

O ovo mumificado

Embora, à primeira vista, as múmias possam ter pouco em comum com o sal, a verdade é que a mumificação – um processo que consiste na preservação do corpo de animais e também de seres humanos após a morte – é realizada através um conjunto de procedimentos químicos e físicos que incluem a desidratação. Por acreditarem na vida após a morte, os antigos egípcios retiravam do rio Nilo um sal chamado Natrão (um mistura de carbonato de cálcio, bicarbonato de sódio, sulfato de sódio e cloreto de sódio), que era utilizado nas técnicas de mumificação.

Neste atividade a múmia irá ser criada a partir de um ovo sem casca e o vulgar sal de cozinha será utilizado para desidratá-lo.

Material

- ♦ Um ovo cru
- ♦ Vinagre
- ♦ Dois recipientes transparentes para colocar o ovo dentro
- ♦ Uma colher
- ♦ Sal de cozinha
- ♦ Balança.

Procedimento

- (1) Comece por colocar o ovo cru num recipiente com vinagre e cubra totalmente o ovo. Deixe o ovo descansar durante dois dias. Troque o vinagre no segundo dia, para acelerar o processo.
- (2) Após este período o ovo já não deve ter casca. Retire-o com cuidado do vinagre, para não romper a membrana do ovo, e com o auxílio da balança determine a sua massa.
- (3) De seguida, coloque o ovo sem casca no outro recipiente que já deve ter uma certa quantidade de sal no fundo (cerca de 2 dedos de altura).

- (4) Com a ajuda de uma colher, cubra totalmente o ovo com mais sal, e deixe o ovo descansar por dois dias num local arejado.
- (5) Observe o que aconteceu depois dos dois dias. Deve notar que o sal que está mais próximo do ovo ficou húmido. Essa humidade é uma consequência da saída da água e um pouco de vinagre de dentro do ovo. Se o sal estiver muito húmido troque-o por outro seco, não reutilizando o que estava com o ovo.
- (6) Deixe o ovo outra vez a descansar, mas agora durante um período mais longo (cerca de duas semanas ou um pouco mais, dependendo da temperatura do ambiente onde deixou o ovo).
- (7) Observe o que aconteceu durante este período e determine, novamente, a massa do ovo.

Resultado

Um ovo múmia, bastante seco e enrugado!

O que aconteceu?

As mudanças observadas são uma consequência da desidratação – a remoção da água – que o ovo sofre por acção do sal, daí a diminuição do valor da sua massa. Mas mesmo tendo ficado fora do frigorífico mais de duas semanas, não está com cheiro desagradável, de ovo podre! Isso acontece porque a desidratação é uma forma de preservação de alguns alimentos, pois evita o desenvolvimento das bactérias e fungos que só conseguem sobreviver num meio com água. Na primeira parte desta experiência, fizemos o ovo reagir com o vinagre para que ficasse literalmente despido. A casca do ovo é constituída por carbonato de cálcio (CaCO_3), o qual reage com o ácido acético do vinagre, formando-se dióxido de carbono (o que explica as bolhinhas que se vão formando)

Assim, o ovo fica envolvido apenas por uma membrana. Esta membrana é semi-permeável, pois permite a passagem da água de uma solução mais diluída (meio hipotónico) para uma mais concentrada (meio hipertónico) – osmose.

Nota de segurança

Esta experiência utiliza apenas sólidos e líquidos comuns. As crianças deverão sempre ser supervisionadas por um adulto responsável. Os autores e a Universidade de Aveiro não assumem qualquer responsabilidade por danos ou prejuízos sofridos em resultado das experiências descritas.

QdC@UA

A conservação de alimentos pela salga é apenas uma das formas de conservar alimentos. O grupo de investigação em Bioquímica e Química Alimentar do Departamento de Química da Universidade de Aveiro está a investir no processamento de alimentos através da pressão. Chama-se processamento a alta pressão e o seu princípio é simples: submetendo os alimentos a uma pressão cerca de 5000 vezes superior à pressão atmosférica, eles são pasteurizados a frio. Desse modo é possível garantir, por um lado, a segurança microbiológica dos alimentos e, por outro, uma qualidade sensorial, nutricional e funcional impossível de alcançar com os tradicionais métodos de pasteurização a quente. Com o equipamento de alta pressão disponível na Universidade de Aveiro, é possível desenvolver estudos não só de pasteurização, como também de esterilização de alimentos com aplicação de alta pressão. Em parceria com grandes marcas da indústria alimentar, a academia prevê que as investigações em causa deem origem a uma nova geração de alimentos esterilizados, com qualidade incomparavelmente superior aos atuais.

Contacto

Prof. Jorge Saraiva
Departamento de Química / QOPNA
Universidade de Aveiro

A Química do COMPUTADOR



Pode parecer que um vulgar computador portátil e a química vivem em mundos diferentes, mas na verdade a própria existência dos portáteis apenas é possível graças a importantes desenvolvimentos da química.

Há química em muitos dos componentes de um computador, mas hoje vamos falar da química escondida em algo muito visível: os monitores planos LCD, aos quais os “portáteis” devem a sua forma plana e... portátil!

LCD é o acrónimo de Liquid Crystal Display, ou Monitor de Cristal Líquido.

Mas o que são cristais líquidos? O nome parece uma contradição! Normalmente consideramos o cristal um material sólido (como um diamante!) e não um líquido.

Nos materiais cristalinos, as partículas têm posições e orientações fixas, como os soldados numa parada, e por isso os classificamos como sólidos. Já os líquidos são como uma multidão desordenada, e as partículas mudam de posição e de orientação.

Mas há substâncias que apresentam simultaneamente a estrutura de um líquido e de um sólido, como os cristais líquidos.

Eu explico melhor: se atirmos várias moedas para uma caixa de vidro e as observarmos olhando de cima, vemos uma distribuição de moedas desorganizada, como as moléculas num líquido. Mas, se olharmos de lado, vemos que as moedas se dispõem preferencialmente na horizontal, em camadas sucessivas, tão organizadas como as moléculas num cristal. Esta dupla qualidade confere aos cristais líquidos propriedades ópticas especiais. Escolhendo as moléculas adequadas, podemos construir um LCD: o alinhamento muito preciso das moléculas por aplicação de uma corrente eléctrica permite a produção de imagens numa superfície plana pela passagem de luz através dos cristais líquidos e filtros coloridos.

Assim, os avanços da química (e da tecnologia) permitiram a construção dos indispensáveis monitores planos dos nossos computadores portáteis, “tablets” e “palmtops”.

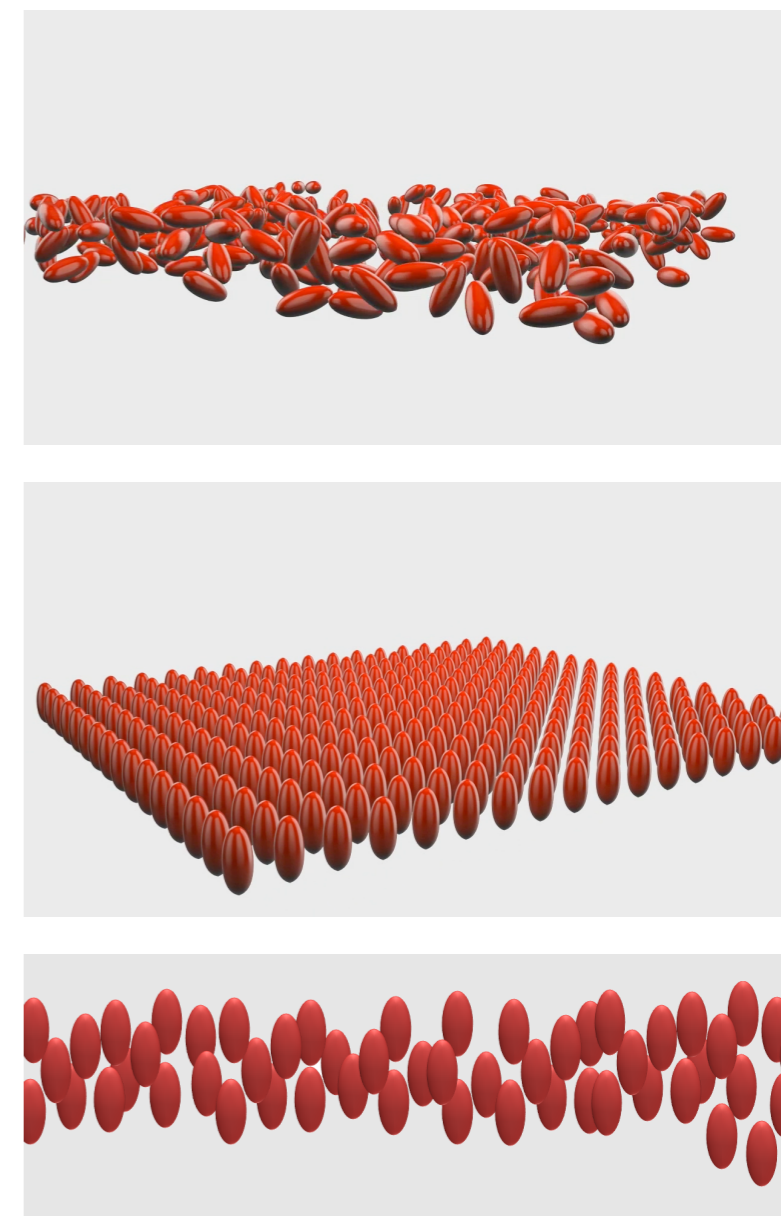


Fig. 12.1 Organização das partículas no estado líquido (em cima), sólido (no meio) e num cristal líquido (em baixo). Neste exemplo de cristal líquido, as partículas estão desordenadas na sua posição, como o líquido, mas ordenadas na orientação, como o sólido.

Para saber mais

A descoberta do primeiro cristal líquido deve-se ao trabalho conjunto do botânico austríaco Friedrich Reinitzer e do físico alemão Otto Lehmann. Em 1888 Reinitzer, ao estudar derivados do colesterol, observou a existência de um composto, o benzoato de colesterilo, com dois pontos de fusão. No primeiro ponto de fusão obteve um líquido translúcido e no segundo ponto de fusão, um líquido transparente. Entre o estado sólido e o líquido límpido, havia uma fase líquida turva, que não sabia identificar. Intrigado pelo fenómeno Reinitzer enviou algumas amostras a Otto Lehmann, que as estudou com um microscópio equipado com um polarizador e um controlador de temperatura, tendo verificado que na fase intermédia entre sólido e líquido (a fase líquida turva) e na presença de luz polarizada, o material se comportava como pequenos cristais. Estavam identificados os primeiros cristais líquidos.

Os cristais líquidos são um grupo de materiais bastante peculiar, correspondente a um estado da matéria intermediário entre o estado sólido e o líquido: um estado mesomórfico (do Grego mesos morfe – entre dois estados). A maior parte dos cristais líquidos são constituídos por mo-

léculas de grandes dimensões, podendo ter forma alongada, de bastão ou de disco. Um cristal líquido é formado pela auto-organização das moléculas em estruturas ordenadas, ou fases. Os cristais líquidos mais usados na eletrónica pertencem ao grupo dos chamados termotrópicos, isto é, que mostram uma ou mais fases adicionais por variação da temperatura. Dependendo de como as moléculas se organizam, os cristais líquidos podem apresentar as seguintes fases de organização: esmética (as moléculas longas ou em disco encontram-se empilhadas em camadas umas sobre as outras), nemática (as moléculas longas alinham-se paralelamente entre si, segundo uma direcção, como palitos dentro de uma caixa

de fósforos) e colestérica (as moléculas longas organizam-se numa estrutura em espiral).

Devido a esta estrutura em espiral, a propriedade óptica mais importante desta fase é a extraordinária capacidade de fazer girar o plano de polarização da luz. Essas características fazem deste tipo de cristal líquido o mais utilizado nos dispositivos electrónicos, tais como, calculadoras, relógios digitais, monitores de TV e computadores.

Obviamente que nos computadores portáteis há mais Química para além da que se encontra nos LCD, e seguramente que o factor portabilidade está associado não só à tecnologia LCD mas também a um aspecto que ainda não foi referido: a bateria.

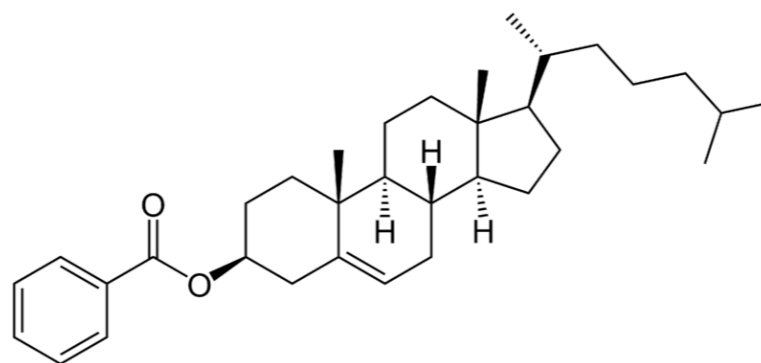


Fig. 12.2 Estrutura do benzoato de c lesterilo, uma molécula de origem natural que pode formar cristais líquidos.

Actualmente, as baterias mais utilizadas em computadores portáteis são baterias de iões de Lítio, também denominadas Li-Ion, que oferecem muitas vantagens face à tecnologia anterior de Níquel-Cádmio (Ni-Cd) ou Níquel e Hidrato Metálico (Ni-MH). No que diz respeito à quantidade de energia que pode ser acumulada e ao peso, as baterias de iões de Lítio são bastante mais leves do que as de Níquel e conseguem acumular muito mais energia, ocupando um espaço muito mais pequeno. Outra vantagem é o facto de não sofrerem do “efeito de memória” que faz com que a bateria perca rapidamente a capacidade de acumular energia.

No entanto, como não há soluções perfeitas, as baterias de iões de Lítio também têm algumas desvantagens associadas. Assim, quando expostas a altas temperaturas (acima dos 60 °C), ou caso sejam carregadas além de seu limite energético, poderão explodir, devido à instabilidade do Lítio. Têm também um tempo de vida limitado que, no entanto, tem vindo a ser aumentado com o avanço da tecnologia de construção de baterias. Há 4 ou 5 anos, uma bateria destas podia ser carregada e descarregada cerca de 300 vezes até começar a perder a capacidade de armazenar energia. Hoje em dia, as baterias podem ser carregadas e descarrega-

das cerca de 1000 vezes até começarem a perder capacidade significativa (cerca de 20%). Convém esclarecer que as baterias de iões de Lítio perdem energia mesmo se não estiverem em uso. Uma bateria perde 20% da carga no espaço de um ano sem qualquer tipo de utilização. Isto se estiver armazenada num sítio mais ou menos fresco. Como a degradação da bateria é acelerada pelo calor, se por exemplo ela estiver num sítio onde a temperatura suba aos 3 °C a perda da carga pode subir para 35%. Por isso, é importante não comprar uma bateria de substituição até que seja mesmo necessário colocar outra para funcionar. Outro problema apresentado por este tipo de baterias é que com o tempo, o circuito controlador de carga começa a perder a sua capacidade de calcular correctamente a carga existente na bateria, o que leva a que a bateria deixe de poder ser totalmente carregada, mesmo que esteja de perfeita saúde.

Curiosidade

Na maior parte dos aparelhos portáteis o monitor é o grande responsável pelo consumo de energia. Assim, as principais marcas destes componentes eletrónicos estão constantemente à procura de novos materiais e tecnologias que permitam desenvolver telas mais económicas. Nesse sentido, não se admire se num futuro não muito distante lhe venderem um LCD capaz de gerar a sua própria energia, bastando para isso ter luz solar. A novidade nestes aparelhos é a introdução de polarizadores orgânicos fotovoltaicos, ou seja, componentes que funcionam não só como polarizadores da luz, mas que são também capazes de absorver luz do sol (ou luz ambiente) e converter esta energia em energia eléctrica (efeito fotovoltaico). Desta forma, mesmo desligados estes aparelhos estão a carregar energia para o seu funcionamento. Uma outra vantagem destes polarizadores (face aos habituais filtros polarizados que se encontram nos monitores) é o facto de poderem também reaproveitar parte da própria luz que necessitam para o seu efeito, voltando a utilizá-la como energia eléctrica.

Faça em casa

Máquinas digitais, relógios, telemóveis, computadores portáteis, tablets, são apenas alguns exemplos de aparelhos que precisam de energia elétrica para funcionar e sem estarmos presos à corrente lá de casa.

O que propomos que faça em casa é que construa a sua própria pilha: a pilha de Volta. A pilha de Volta foi o primeiro gerador estático de energia elétrica a ser criado, tendo sido inventado por Alessandro Volta (1745-1827) por volta de 1800. Ele empilhou alternadamente discos de zinco e de cobre, separando-os por pedaços de tecido embebidos em solução de ácido sulfúrico, de maneira a formar uma pilha. Daí o nome que até hoje se conserva para estes geradores. Por seu lado, as baterias devem o seu nome ao facto de serem normalmente constituídas por conjuntos de pilhas.

Material

- ♦ 6 placas de cobre de 2 cm x 2 cm
- ♦ 6 placas de zinco de 2 cm x 2 cm
- ♦ Papel de cozinha
- ♦ Sumo de limão
- ♦ 2 palitos de madeira afiados nas duas pontas
- ♦ Placa de esferovite de 4 cm x 4 cm
- ♦ Folha de alumínio
- ♦ LED vermelho
- ♦ multímetro (opcional).

Procedimento

- (1) Comece por recortar um rectângulo de papel de alumínio com as dimensões 3 cm x 1,7 cm e coloque-o em cima da placa de esferovite.
- (2) De seguida, recorte o papel de cozinha em 6 quadrados com uma área um pouco menor do que a das placas de cobre ou zinco (dimensões aproximadas 1,7 cm x 1,7 cm).

(3) Esprema o sumo do limão para um copo.

(4) Corte os palitos ao meio e fixe-os na base de esferovite.

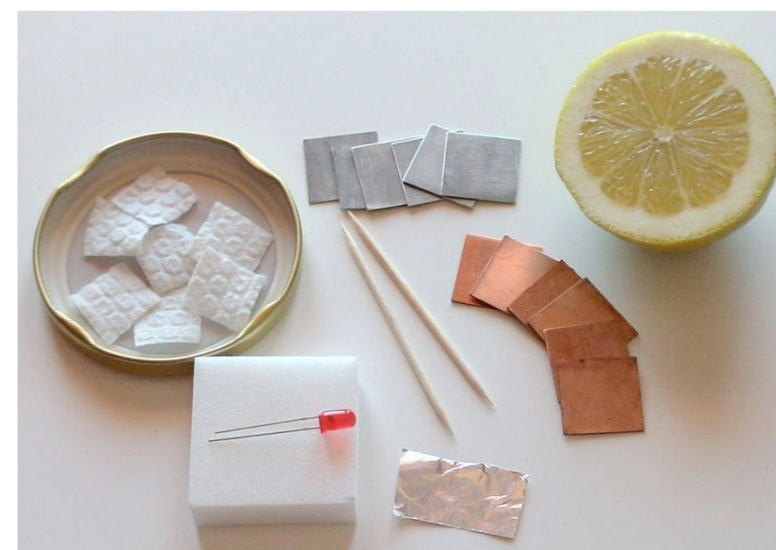
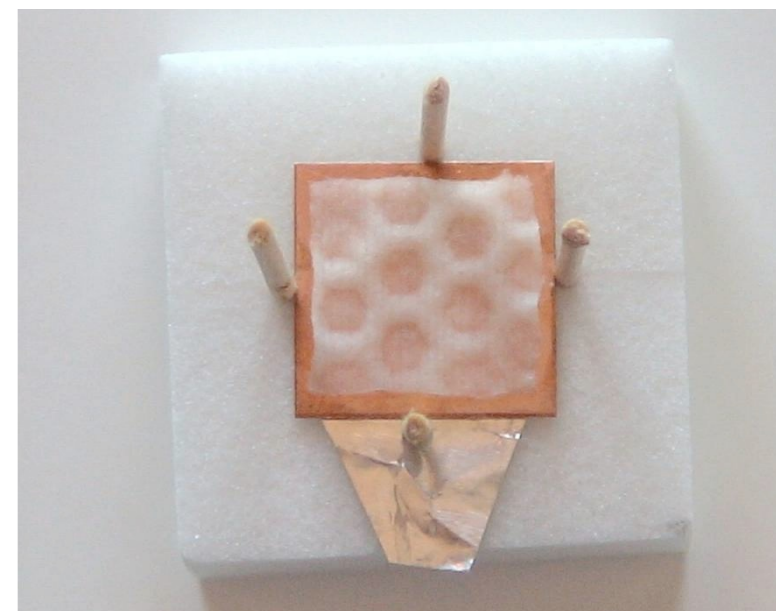


Fig. 12.3 Esquema de montagem da pilha.

- (5) Em cima do retângulo de alumínio, coloque uma das placas de cobre. O cobre deve cobrir o alumínio, excepto de um dos lados.
- (6) Embeba o quadrado de papel de cozinha no sumo de limão e coloque-o em cima da placa de cobre, centrado e sem tocar nas bordas (ver figura).
- (7) De seguida, coloque a placa de zinco por cima do papel de cozinha. Está pronto o primeiro elemento da pilha! (Se tiver um multímetro pode medir a tensão do primeiro elemento de pilha encostando a ponta de prova positiva ao cobre e a ponta negativa ao zinco.)
- (8) Agora vá sobrepondo vários elementos, cada um deles constituído por uma “sanduíche” de cobre, papel embebido em sumo de limão e zinco, sempre pela mesma ordem. Entre dois elementos sucessivos (ou seja, entre a placa de zinco de um elemento e a placa de cobre do elemento seguinte) não se coloca papel! Atenção: Não pressione a pilha, porque se escorrer sumo de limão de uns elementos para os outros a pilha não funciona.
- (9) De cada vez que adicionar um elemento, verifique se já consegue acender o

LED. Para isso, encoste a perna mais comprida do LED ao alumínio e a perna mais curta ao zinco.

Resultado

Uma luz que se acende graças a uma pilha caseira!

O que aconteceu?

A corrente elétrica é um movimento orientado de eletrões (partículas elétricas com carga negativa). Assim, para construir uma pilha é necessário que existam substâncias que forneçam eletrões (os elétrodos) e um meio que permita o movimento dos eletrões (eletrólito). Para que ocorra a transferência de eletrões é necessário que ocorra uma reação química específica: uma reação de oxidação-redução. Neste caso, dizemos que o zinco sofreu oxidação (libertou eletrões) e que o cobre se reduziu (recebeu eletrões). O sumo de limão, sendo um meio ácido, permite a passagem dos eletrões e assim surge a corrente elétrica necessária para acender o LED.

Nota de segurança

Esta experiência utiliza apenas sólidos e líquidos comuns. As crianças deverão sempre ser supervisionadas por um adulto responsável. Os autores e a Universidade de Aveiro não assumem qualquer responsabilidade por danos ou prejuízos sofridos em resultado das experiências descritas.

QdC@UA

O estudo e caracterização de novos materiais para serem usados em baterias de lítio é uma das áreas de investigação do Laboratório Associado CICECO – Centro de Investigação em Materiais Cerâmicos e Compósitos da Universidade de Aveiro. Em particular destacase o projecto de investigação de nanoestruturas de óxidos metálicos dopados com metais de natureza diversa coordenado pelo investigador Nicola Pinna do Departamento de Química que envolveu também recursos e competências complementares da Université Montpellier II na França e da Seoul National University na Coreia do Sul. Este projecto permitiu demonstrar a possibilidade de combinar vias de síntese não aquosas e a reatividade dos precursores dos óxidos metálicos, abrindo o caminho a uma forma fácil de produção de óxidos dopados a baixa temperatura, bem como a preparação de nanocristais de óxidos metálicos com excelentes propriedades eletroquímicas adequados para aplicações em baterias de lítio.

Contacto

Prof. Nicola Pinna
Departamento de Química/CICECO
Universidade de Aveiro

A Química dos DETERGENTES



Pode parecer que os detergentes fazem parte da nossa vida desde sempre, mas a verdade é que os primeiros detergentes só começaram a ser comercializados há menos de 90 anos. Em 1920, as máquinas de lavar roupa ainda funcionavam com flocos de sabão – e com muitos problemas: má eficiência em águas calcárias, formação de depósitos de sujidade e ataque às cores da roupa.

Os detergentes são moléculas de forma alongada, com uma extremidade que se mistura bem com as gorduras, e outra que se mistura bem com a água. As moléculas de detergente envolvem as partículas de gordura, virando para fora a extremidade que é amiga da água, permitindo assim que as nódoas sejam dissolvidas por esta.

Os detergentes têm sido objecto de aperfeiçoamentos constantes, visando uma melhor eficácia de lavagem, uma maior protecção das cores e um menor impacto ambiental. Em tempos idos, fez sucesso o “detergente com glutões”: um detergente misturado com enzimas. O papel das enzimas (ou glutões) é atacar as cadeias de proteínas, gorduras e carboidratos, partindo-as em pedaços mais solúveis, ajudando assim a remover as nódoas de alimentos.

Uma outra inovação curiosa foi a adição de “branqueadores ópticos”, que são substâncias químicas que não contribuem para a lavagem mas que se fixam aos tecidos e os fazem parecer mais brancos – e daqui resultam os detergentes que “lavam mais branco”.

Mais recentemente, apareceram no mercado vários detergentes que usam o oxigénio para oxidar os resíduos de sujida-

de – a oxidação provoca a descoloração dos pigmentos tão comuns em frutas e outros alimentos e também facilita a solubilização.

Mas a aposta do futuro são os detergentes amigos da roupa e amigos do ambiente. A investigação nesta área continua muito activa e os resultados estarão em breve dentro da sua máquina de lavar.



Fig. 13.1 As moléculas que formam os detergentes possuem afinidade com a água, mas também com as gorduras. Desta combinação resulta o seu poder de limpeza.

Para saber mais

A água é boa para remover a maior parte da sujidade, no entanto há uma coisa com que não se mistura: a gordura (tal como o azeite e a água não se misturam). Uma forma de resolver este problema é adicionar-se um detergente, ou sabão, à mistura.

Mas como atuam os detergentes?

Uma das extremidades da molécula de detergente é hidrofílica, ou seja, é atraída pela água, e a outra extremidade é hidrofóbica, isto é, tende a evitar a água. A parte hidrofóbica interage com a gordura, mantendo-a em suspensão através da formação de gotículas microscópicas, chamadas micelas. Assim, no interior destas estruturas, as gorduras ficam rodeadas pelas extremidades hidrofóbicas dos detergentes e a parte hidrofílica dos detergentes fica voltada para o exterior, interagindo com a água. Desta forma, as micelas são facilmente dispersas e removidas na água da lavagem, levando com elas a sujidade/gordura.

No processo de limpeza os detergentes funcionam como agentes tensioactivos (também designados por surfactantes) pois, ao criarem maiores espaços entre as moléculas de água, reduzem a tensão

superficial da água, isto é, a capacidade que as moléculas de água têm de se manterem fortemente unidas. O que facilita a formação e a dispersão das micelas, e também a formação de bolhas e espuma.

Dos tensioactivos conhecidos, o sabão foi o primeiro a ser utilizado e produzido comercialmente. Os sabões são formados a partir da reação de gorduras (animais ou vegetais) com substâncias básicas, como a soda cáustica (NaOH – hidróxido de sódio) ou a potassa cáustica (KOH – hidróxido de potássio). Desta reação resulta a glicerina (ou glicerol, $C_3H_8O_3$) e o sal do ácido gordo correspondente, conhecido popularmente como sabão. A reacção química de formação do sabão é denominada de saponificação. Os sabões de sódio são duros e são utilizados na fabricação de sabonetes e sabão de barra. Os de potássio são moles e são usados na fabricação de cremes de barbear. Um aspecto muito importante para o meio ambiente é que todo o sabão é biodegradável, isto é, ele é consumido e destruído pelos micro-organismos existentes na água que, desse modo, não fica poluída.

Os detergentes sintéticos são produzidos a partir de derivados do petróleo. Es-

tes compostos começaram a ser produzidos comercialmente a partir da Segunda Guerra Mundial devido à escassez de óleos e gorduras necessárias para a manufatura de sabões. Os detergentes actuam da mesma maneira que os sabões, porém diferem na estrutura das moléculas. Os sabões são sais de ácidos carboxílicos (caracterizados pela presença do grupo funcional – COOH) de cadeia longa, e os detergentes, na sua grande maioria, são sais de ácidos sulfónicos (caracterizados pela presença do grupo funcional – SO_3H) de cadeia longa.

Os detergentes mais comuns são derivados do ácido alquilbenzeno-sulfónico que, ao reagirem com a soda cáustica, formam o alquilbenzeno-sulfonato de sódio.

Este tipo de tensioactivos surgiu nos anos 40 do século passado e tiveram grande aceitação no mercado de detergentes devido à sua elevada eficácia. No entanto, verificou-se que este tipo de moléculas é resistente à biodegradação no meio ambiente devido, principalmente, à existência na sua estrutura molecular de grupos metilo ($-CH_3$) que formam ramificações de difícil degradação. Como consequência, este tipo de composto foi substituído por tensioactivos biodegradá-

veis com cadeias lineares (sem ramificações). Actualmente, o tensoactivo mais usado é o alquilbenzeno sulfonato de sódio linear, cuja popularidade se deve tanto ao baixo custo de produção como ao seu excelente desempenho como detergente biodegradável.

Curiosidade

Quando utilizamos um sabão ou um detergente associamos muitas vezes o seu poder de limpeza à formação de espuma. No entanto, nem sempre a espuma é sinal de uma maior poder de limpeza – muitos fabricantes adicionam aos detergentes aditivos apenas para esse efeito. A espuma, um conjunto formado por bolhas de sabão, resulta do facto das moléculas de detergente fazerem diminuir a tensão superficial da água, dando assim espaço para o ar se incorporar à superfície. Assim, as moléculas de detergente que ficam à superfície da água com as extremidades hidrofóbicas viradas para o exterior, para o ar (de forma a evitar a água), formam camadas esféricas muito finas de água com detergente que envolve o ar. Estas camadas consistem numa



Fig. 13.2 O “detergente com glutões” (frase publicitária da década de 1980) era um detergente com enzimas: as enzimas decompõem as moléculas complexas em moléculas mais simples e mais fáceis de remover no processo de lavagem.

zona muito fina de água entre duas camadas de moléculas de detergente. O conhecimento da estrutura química de uma bola de sabão pode nos tornar hábeis máquinas de fazer bolas de sabão, as quais divertem miúdos e graúdos. O segredo para fazer as bolas de sabão durar consiste exactamente em manter o interior da bola hidratada, não deixando que a água se escape. Para isso basta adicionar um pouco de glicerina (aproximadamente a mesma quantidade que o detergente) à solução de água e detergente, diminuindo assim o efeito de evaporação da água. Também por esta razão, as bolas de sabão têm mais hipóteses quando “sopradas” em dias húmidos e pouco ventosos. No fim, para além da química, também a destreza de cada um pode ditar o seu sucesso. Como nota de segurança e porque as crianças gostam sempre de tocar nas bolas de sabão, o detergente pode ser substituído por algo menos agressivo à pele como champô de bebé ou sabão líquido (neste caso a quantidade de champô/sabão terá de ser o dobro da quantidade de glicerina adicionada).

Faça em Casa

Lavar a roupa com castanhas

Existem na natureza moléculas com propriedades de detergente e com capacidade de formarem espuma quando misturadas com água. O que propomos que faça em casa é que investigue o poder de limpeza de uma dessas moléculas. Para isso vai precisar de castanhas!

Material

- ♦ 10/15 castanhas
- ♦ Faca de cozinha
- ♦ Tábua de corte
- ♦ Panela
- ♦ Água
- ♦ Pano da louça
- ♦ Garrafa
- ♦ Alguidar para lavar a roupa
- ♦ Meias sujas

Procedimento

- (1) Descasque as castanhas, corte-as em pedaços pequenos e coloque-as na panela. Junte uma ou duas chávenas de água, ferva-as durante alguns minutos e deixe-as arrefecer.
- (2) Coe a mistura através do pano para dentro do alguidar, para remover as castanhas e aproveitar o líquido. Despeje-o para dentro de uma garrafa e agite-a.
- (3) Por fim coloque o líquido no alguidar e lave as meias com ele.

Resultado

Meias lavadas com cheirinho a castanha!

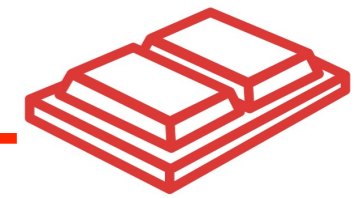
O que aconteceu

Nem todos os detergentes surgem em pacotes. Alguns crescem nas árvores, como por exemplo, as castanhas. As castanhas contêm uma saponina, um sabão ou tensoactivo natural, que pode ser extraído com água. Este “truque” é usado desde há séculos para fazer um líquido saponáceo para lavar a roupa. Como as saponinas são agentes tensoactivos muito suaves, tornam-se menos prejudiciais para os materiais que os detergentes sintéticos mais fortes. É por isso que são muito utilizadas pelos conservadores de arte, para limpar manuscritos antigos ou tecidos delicados.

Nota de segurança

Esta experiência utiliza apenas sólidos e líquidos comuns. Deve-se ter em atenção que o extracto de castanha é levemente tóxico se ingerido, provocando tosse e espirros, e pode irritar a pele. As crianças deverão sempre ser supervisionadas por um adulto responsável. Os autores e a Universidade de Aveiro não assumem qualquer responsabilidade por danos ou prejuízos sofridos em resultado das experiências descritas.

A Química do CHOCOLATE



A química de que falamos aqui começa nos grãos de cacau, continua com as reações produzidas pela sua fermentação e torrefacção, e só acaba na cristalização. Não há dúvida, só a química nos poderia proporcionar o prazer sublime do chocolate!

O chocolate actual é o resultado de um longo processo de descobertas, experiências e inovação e de seguida vamos conhecer alguns passos importantes que o tornam tão delicioso.

A semente de cacau que é colhida do fruto está muito longe de ter o aroma e o sabor que associamos ao chocolate.

O primeiro processo indispensável para formação das substâncias responsáveis pelo sabor do cacau é a fermentação destas sementes, a qual envolve várias reações químicas. Mas o que é importante reter é que é durante este processo que a proteína de reserva das sementes começa a ser decomposta nos seus aminoácidos constituintes.

O passo seguinte é a torrefacção, que permite a evaporação da água e de alguns compostos de cheiro e sabor desagradáveis dos grãos de cacau. Mas a verdadeira maravilha química da torrefacção é a cascata de reações que ocorrem entre

os aminoácidos formados na fermentação e os açúcares presentes no grão. Estas reações dão origem aos compostos responsáveis pelo aroma e sabor do chocolate: aldeídos, esteres, cetonas, pirróis, e formam também os compostos que dão a cor castanha ao grão. O castanho chocolate!

O último passo em direcção às delícias do chocolate é a cristalização. O principal responsável pela textura do chocolate, a manteiga de cacau, pode cristalizar de seis formas diferentes – uma propriedade designada por polimorfismo. O polimorfismo é um arranjo diferente das moléculas para formar o estado sólido, mas desse arranjo resultam diferentes propriedades físicas, como a cor, o brilho e a temperatura de fusão.

E das seis formas de polimorfismo possíveis para o chocolate, só uma tem as características que os consumidores apreciam: apresenta uma superfície sedosa, tem uma textura suave, e derrete-se à temperatura da língua... hummm!

Infelizmente, esta forma mais saborosa, não é a forma mais estável, e o último desafio dos fabricantes de chocolate é garantir que o todo o chocolate cristaliza na forma correta. Isto só é conseguido

através de um ciclo de aquecimento e arrefecimento, com temperaturas muito controladas.

Conserve o seu chocolate à temperatura adequada para não desperdiçar os prazeres da química!

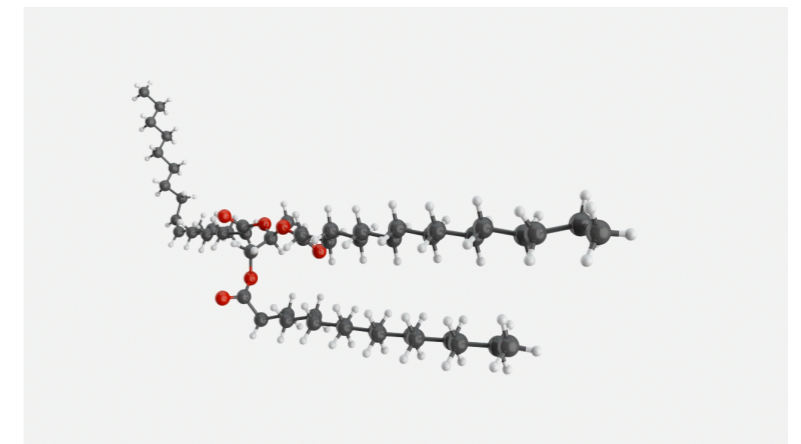


Fig. 14.1 Três das possíveis formas de polimorfismo de chocolate.

Para saber mais

Os primeiros vestígios da utilização do cacau datam de 600 a.C. e foram encontrados em recipientes de cerâmica Maia. Na verdade, civilizações pré-colombianas, como as dos maias e astecas, já trabalhavam as sementes de cacau, torrando-as e transformando-as numa pasta à qual adicionavam água e especiarias, obtendo uma bebida chamada chocolatl. Esta era apenas para consumo da nobreza, sendo oferecida aos deuses em cerimônias religiosas. Quando, no século XVI, os navegadores espanhóis chegam à América central, trazem a bebida para a corte, juntamente com todo o misticismo que envolvia o chocolate – ao qual os nobres espanhóis atribuíam poderes afrodisíacos, enquanto as chefias militares acreditavam que aumentava a resistência dos combatentes. As origens do chocolate confundem-se, desta forma, com a sua aura de sabor pecaminoso associado ao bem-estar e a uma energia revitalizadora. O bilhete de identidade químico do chocolate pode explicar estas e outras virtudes.

Já sabemos que a textura característica do chocolate se deve à cristalização da manteiga de cacau na forma adequada para derreter à temperatura da boca.

Mas no cacau podem ser identificados mais de 400 compostos químicos diferentes, pelo que, nesta miríade de substâncias químicas, é fácil encontrar candidatos para explicar o prazer do chocolate. Desde logo, porque grande parte destes compostos possuem a destreza de interagir com a química cerebral, isto é, atuam como neurotransmissores. Uma dessas substâncias é a feniletilamina, provavelmente a molécula mais famosa do chocolate por estar associada à química do amor (ver também “Química do Amor”), uma vez que faz acelerar o ritmo cardíaco, tal e qual como quando estamos apaixonados. O consumo de chocolate estimula também a produção de endorfinas no cérebro. As endorfinas são opióides naturais, produzidos pelo organismo, responsáveis por sensações de bem-estar e euforia. O chocolate possui ainda canabinóides – substâncias assim designadas por induzirem no cérebro efeitos semelhantes ao da canábis – como por exemplo a anandamida. Este composto degrada-se facilmente no nosso organismo, mas o chocolate tem ainda o condão de possuir substâncias que retardam a sua degradação.

No chocolate encontram-se também substâncias como o triptofano e a teobromina. O primeiro é um aminoácido respon-

sável pela produção de serotonina, um neurotransmissor que induz sensações de prazer e que interfere no estado de humor e sonolência. A teobromina, por sua vez, é um estimulante fraco, da mesma família da cafeína e, por esta razão, é apontada como responsável pelo vício do chocolate. Poderíamos continuar a enumerar substâncias que concorrem para o título de responsáveis pelo prazer e vício em comer chocolate. No entanto, a existência de “chocolatras” (viciados em chocolate) é muito discutida na comunidade científica, uma vez que a quantidade destes compostos numa barra de chocolate é quase sempre insuficiente para provocar dependência e sensações de prazer.

Mas, apesar do prazer em comer chocolate poder ser tão efémero como um quadrado de chocolate na nossa boca, já todos (com)provámos a sua boa química!

Curiosidade

A química que ajuda a compreender o prazer que sentimos ao comer chocolate, explica também a razão pela qual o mesmo não deve fazer parte da alimentação dos animais de estimação. Cães e gatos não devem comer chocolate e a razão para esta incompatibilidade química está na teobromina. Este composto, que no organismo humano é facilmente metabolizado, acumula-se no organismo de alguns animais – em especial nos cães, onde pode atingir rapidamente concentrações tóxicas. Assim, o que para o ser humano é um estimulante fraco, no caso de cães e gatos é um estimulante forte que pode originar arritmias cardíacas, entre outros sintomas. Conclusão, o melhor mesmo é guardar a caixa de chocolates toda só para si!

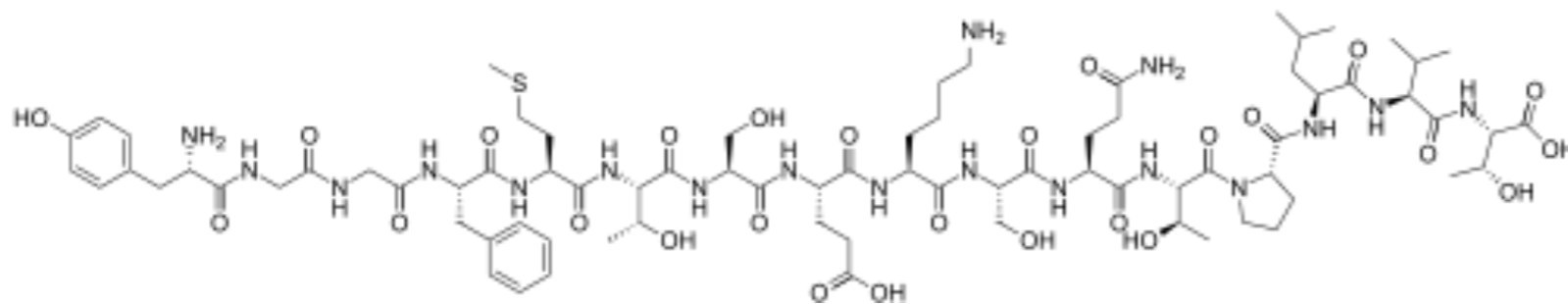


Fig. 14.2 Estrutura da alfa-endorfina.

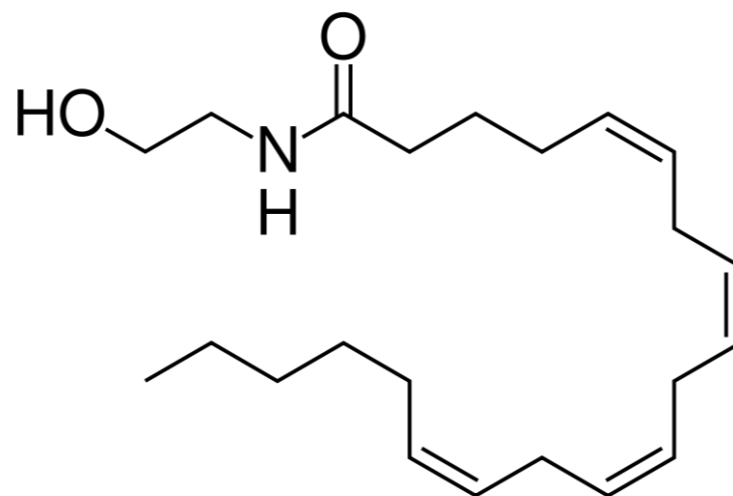


Fig. 14.3 Estrutura da anandamida.

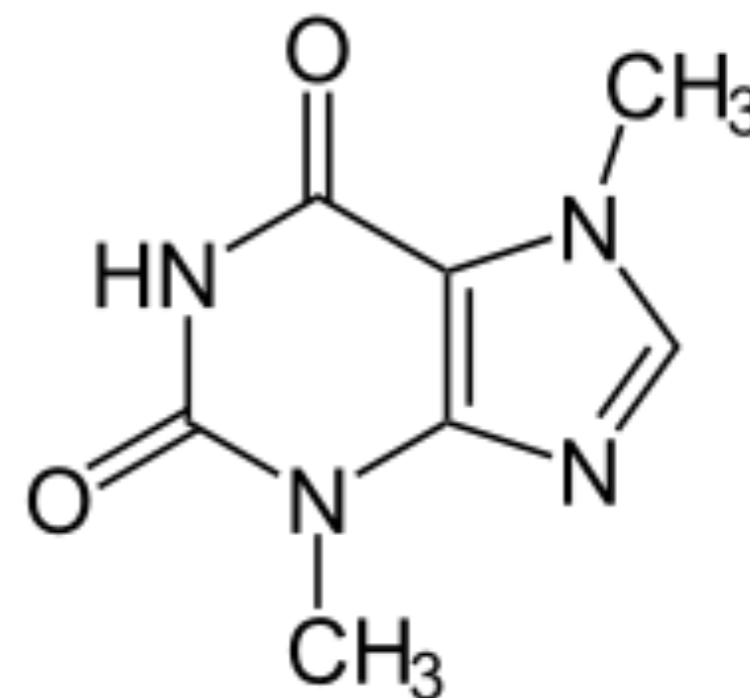


Fig. 14.4 Estrutura da teobromina.

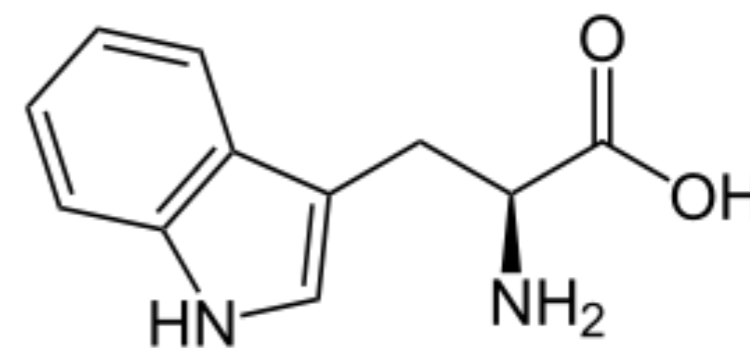


Fig. 14.5 Estrutura do triptofano.

Faça em Casa

Falar em chocolate provoca, quase sempre, um desejo instantâneo de o saborear. Por isso, o que propomos que experimente fazer em casa é Mousse de Chocolate! E, para a fazer, vai precisar apenas de dois ingredientes: chocolate e água!

A receita é da autoria de Hervé This, cientista francês, considerado “pai da gastronomia molecular”. Hervé This desenvolveu esta ideia quando procurava criar espumas semelhantes ao chantilly. O chantilly tem como base as natas que, quimicamente falando, são uma emulsão de gordura em água. Uma vez que o chocolate possui uma grande percentagem de gordura – manteiga de cacau – este cientista concluiu que bastava juntar água para obter uma emulsão. É claro que esta coexistência pacífica entre a gordura do chocolate e a água apenas é possível devido aos emulsionantes, como a lecitina, que o chocolate contém. A estabilidade das emulsões é assegurada pelos emulsionantes: substâncias, como a lecitina, cujas moléculas possuem duas partes distintas, uma que atrai as moléculas de água – parte hidrofílica – e outra que evita a todo o custo o contacto com o meio aquoso fixando-se nas moléculas de gor-

dura – parte hidrofóbica. Deste modo, é possível formar-se uma mistura estável, como a de água e chocolate.

Para obter uma espuma perfeita de chocolate, Hervé This precisava apenas de introduzir um pouco de ar, algo que a física rapidamente resolve com efeitos mecânicos tão simples como bater a mistura. A cozinha é assim um laboratório por excelência e o primeiro passo desta experiência consiste em vestir o avental de chefe de cozinha científica.

Ingredientes

- ♦ 250g de chocolate com elevada percentagem de cacau
- ♦ 200ml de água
- ♦ Gelo



Fig. 14.6 Hervé This:: Associated Press / Alexandra Boulat

Procedimento

Junte, num tacho, o chocolate partido em pequenos pedaços e os 200ml de água (pode colocar outro líquido como chá ou sumo de laranja). Leve o tacho ao lume para que o chocolate derreta e fique bem misturado com a água. De seguida, verta a mistura para uma taça. Coloque o gelo e um pouco de água num recipiente grande. No seu interior, coloque a taça com a mistura de chocolate e água e bata bem com a batedeira. Apesar de, inicialmente, a mistura parecer muito líquida, não desista. Ao fim de 10 minutos vai ver a sua mousse a formar-se. Um pouco antes de obter a consistência desejada, pare de bater, pois a espuma ficará ainda um pouco mais espessa.

Resultado

Uma mousse de chocolate, cremosa e pronta em 15 minutos, sem passes de magia, apenas com ciência!

O que aconteceu?

Para Hervé This conseguir fazer esta receita, precisou de conhecer não só a composição do chocolate, mas também as propriedades das emulsões e das espumas como o chantilly. As emulsões e espumas são exemplos de dispersões coloidais utilizadas na cozinha. Uma dispersão coloidal é uma mistura de pequeníssimas partículas insolúveis que se encontram uniformemente dispersas num meio contínuo. Às partículas dá-se a designação de fase dispersa.

As misturas coloidais são classificadas de acordo com o estado (gasoso, líquido ou sólido) das partículas e do meio contínuo, conforme está ilustrado na tabela.



Fig. 14.7 Mousse de chocolate

Dispersões coloidais na cozinha

Mistura	Fase dispersa/meio	Exemplo
Emulsão	Líquido/Líquido	Maionese
Espuma líquida	Gás/líquido	Chantilly
Espuma sólida	Gás/sólido	Pão
Gel	Líquido/sólido	Gelatina

Por exemplo, uma espuma não é mais do que a dispersão de bolhas gasosas num líquido.

Estes sistemas são muito instáveis, daí a necessidade de alguns “truques” na cozinha – o sumo de limão para produzir umas óptimas claras em castelo ou o recipiente de gelo para controlar a temperatura deste “chantilly chocolate”. Ao baixarmos a temperatura da mistura estamos a provocar a solidificação da gordura da manteiga de cacau existente no chocolate, o que permite a estabilização da espuma formada. Para além do “chantilly chocolate”, o conhecimento destas misturas permitiu também desenvolver já outros produtos como o “chantilly de queijo”. Um exemplo da ciência ao serviço da inovação culinária!

QdC@UA

É através de um fenómeno designado por “difracção de raios-X” que os cientistas podem descobrir a estrutura molecular de várias substâncias e, inclusivé, identificar as diferentes fases cristalinas de alimentos como a manteiga de cacau utilizada no fabrico do chocolate. Esta é uma das ferramentas utilizadas pelos investigadores da Universidade de Aveiro. Um exemplo dos trabalhos em curso nesta área é o estudo e caracterização das transformações polimórficas em compostos de interesse farmacêutico: diferentes polimorfos do mesmo medicamento (princípio activo) podem apresentar capacidade terapêutica distinta. A cristalografia é uma técnica surgida há cerca de 100 anos

que permite espreitar o interior da matéria (quando este é organizado e baseado em simetrias e padrões como no caso dos cristais), dando a conhecer o seu arranjo a nível atómico. Esta técnica permite ficar a saber como os iões de cloro e de sódio se dispõem para formar os cristais de sal utilizado na cozinha, ou como o polímero de DNA se organiza em dupla hélice. Para dar a conhecer o contributo da cristalografia no avanço da nossa sociedade, 2014 será o ano internacional da cristalografia, celebrando também os 100 anos sobre a atribuição do prémio Nobel da Física aos fundadores desta ciência (o alemão Max von Laue, galardoado em 1914, evos britânicos W.H. Bragg e W.L. Bragg (pai e filho), galardoados em 1915).

Contacto

Dr. Filipe Paz
Departamento de Química / CICECO
Universidade de Aveiro

A Química dos COSMÉTICOS



Os cosméticos são um excelente exemplo de como as descobertas da Química fazem parte do nosso dia-a-dia. De facto, só a leitura da composição de qualquer comum cosmético pode tornar-se numa aula de química: água, emulsionantes, conservantes, espessantes, estabilizadores de pH, corantes e fragrâncias várias, combinados em diferentes proporções, para diferentes objectivos.

A utilização de cosméticos – ou seja, compostos químicos destinados a melhorar a nossa aparência – não é um fenómeno recente. Consta que a rainha egípcia Cleópatra tomava banho em leite, como forma de manter a pele bonita e macia. O que provavelmente até resultava, porque está comprovado que o ácido láctico – um dos compostos químicos constituintes do leite – actua sobre as camadas mais profundas da epiderme, promovendo a remoção das células mortas e a renovação da pele.

Na antiga Grécia, três mil anos antes de Cristo, as mulheres usavam pó de carbonato de chumbo para empalidecer o rosto. Infelizmente, sabemos hoje que o carbonato de chumbo é tóxico e é possível que a busca da beleza tenha custado a vida a algumas destas mulheres.

Em muitos casos, estes diferentes produtos cosméticos têm uma forte componente de inovação científica, desenvolvida nos mais modernos laboratórios de investigação. Basta dizer que a indústria de cosméticos foi uma das primeiras a adaptar os novos recursos da nanotecnologia, através do uso de nanopartículas para melhorar a qualidade dos seus produtos e satisfazer os anseios dos seus clientes.



Fig. 15.1 Componentes comuns de um cosmético.

As nanopartículas são partículas de dimensão intermédia entre a escala dos átomos e a dos materiais macroscópicos. Qualquer coisa como mil vezes maior que o diâmetro de um átomo e mil vezes menor que a espessura de um cabelo.

Esta característica confere-lhes propriedades únicas, e que podem ser moduladas pela alteração do tamanho. Exemplos típicos da aplicação de nanotecnologia em cosméticos são as nanopartículas de dióxido de titânio nos protetores solares (que conferem uma protecção completa sem o efeito de camada branca sobre a pele), a utilização de nanopartículas de lípidos sólidos para libertação lenta de fragâncias em perfumes, ou a criação de nanovesículas como transportadores para garantir uma melhor penetração dos ingredientes activos na pele.

E se já lhe despertei o interesse pela química da beleza, pode continuar a apreciar a beleza da química das coisas...

Para saber mais

De acordo com as directivas da União Europeia os cosméticos são definidos como “qualquer substância ou mistura destinada a ser posta em contacto com as partes externas do corpo humano (epiderme, sistemas piloso e capilar, unhas, lábios e órgãos genitais externos) ou com os dentes e as mucosas bucais, tendo em vista, exclusiva ou principalmente, limpá-los, perfumá-los, modificá-los o aspecto, protegê-los, mantê-los em bom estado ou corrigir os odores corporais”. Estes produtos de uso pessoal têm formulações complexas, pois utilizam muitas matérias-primas diferentes, uma vez que cada cosmético deve apresentar várias propriedades simultaneamente ajustadas para as aplicações desejadas. As matérias-primas são classificadas como excipientes ou princípios activos. Excipiente é todo aquele ingrediente inerte adicionado a uma formulação que lhe confere consistência (ou corpo, termo muito usado na indústria) para que a formulação possa ser aplicada, manipulada e embalada de forma apropriada. Os princípios activos são as substâncias que efectivamente actuam e promovem modificações sobre a região em que o cosmético é aplicado.

A nanotecnologia (uma das grandes conquistas da Ciência no século XX) tem vindo a ser incorporada na indústria dos cosméticos. Diversos produtos com os mais variados apelos estão disponíveis no mercado e são denominados como “nanocosméticos” (que contêm ingredientes obtidos por nanotecnologia).

Rugas preenchidas por micro-partículas rejuvenescedoras, maquilhagem com o mesmo brilho e cor das asas da borboleta, protetor solar com melhor fixação à pele e emulsões com hidratação de 24 horas são alguns dos exemplos.

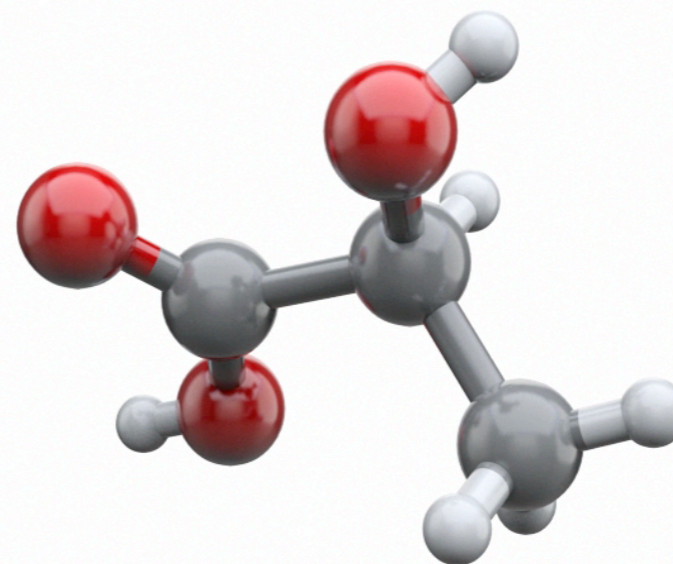


Fig. 15.2 Estrutura do ácido láctico. O ácido láctico ($C_3H_6O_3$) poderá ter sido um dos compostos químicos responsáveis pela beleza da rainha Cleópatra.

A nanotecnologia está associada a diversas áreas da ciência, como a medicina, a electrónica, as ciências da computação, a química, a física e a biologia, por fazer uso dos nanomateriais, ou seja, materiais com dimensões nanométricas, isto é inferior a 100 nanómetros. Um nanómetro equivale à milésima da milionésima parte do metro, ou seja, um nanómetro é igual $0,000000001 \text{ m}$ ($1 \times 10^{-9} \text{ m}$). Para ilustrar essas dimensões tão ínfimas, pode-se dizer que uma nanopartícula está para uma bola de futebol, assim como a bola de futebol está para o planeta Terra. Devido ao pequeno tamanho e grande área superficial dos nanomateriais, eles têm propriedades únicas comparadas com os mesmos materiais em escala maior, e a indústria cosmética está actualmente a tirar partido dessas vantagens. Por exemplo, o dióxido de titânio (TiO_2), utilizado sob a forma de pó em grande parte dos protetores solares (uma vez que funciona como bloqueador e reflector da radiação ultravioleta emitida pelo sol), é também o responsável pela cor branca com que muitas vezes ficamos quando, na praia, espalhamos o tradicional creme protetor. Por sua vez, quando utilizado

sob a forma de nanopartículas, o dióxido de titânio é praticamente incolor. Esta diferença de cor resulta do facto de, a esta escala, os eletrões possuírem um diferente grau de organização e permitirem assim uma interacção com a luz muito diferente da verificada a uma escala macroscópica. Graças ao seu tamanho, as nanopartículas são também utilizadas para transportar alguns compostos até às camadas mais profundas do cabelo e da pele, aumentando desta forma a acção de hidratar e prevenindo o envelhecimento da pele. Até ao momento, o tipo de nanoestrutura mais estudado e presente em produtos cosméticos comerciais são os lipossoma. Os lipossomas são vesículas esféricas constituídas por uma ou várias bicamadas lipídicas, possuindo uma parte hidrofílica e uma parte lipofílica, e que por isso podem carregar tanto princípios activos hidrossolúveis como lipossolúveis. A grande vantagem da utilização dos lipossomas prende-se com o facto de se assemelharem à membrana das células, o que leva a que, estas partículas interajam mais intimamente e com maior eficiência com as células e tecidos do nosso organismo.

Curiosidade

A palavra cosmético deriva da palavra grega kosmetikós, que significa “hábil em adornar”.

Não se sabe ao certo quando surgiu o conceito de perfume, cuja palavra deriva do latim per fumun ou pro fumun, que significa “através do fumo”. Mas a história da perfumaria parece ter-se iniciado antes das civilizações mesopotâmicas, consideradas o berço da humanidade e nas quais foram descobertos os primeiros recipientes para o acondicionamento de incensos, a versão inicial dos perfumes.

O prefixo “nano” vem do grego e significa “anão”. Em ciência e tecnologia indica a milésima (10^{-3}) da milionésima (10^{-6}) parte de uma unidade. Assim, o prefixo nano refere-se a uma medida, e não a um objecto. Os prefixos possuem nome, símbolo, potência de base dez e equivalente decimal, como pode ser visualizado na Figura 11. O prefixo “mili” que antecede “litros” na palavra “mililitros” quer dizer matematicamente 10 elevado à potência -3 (10^{-3}), ou seja, 0,001, o que equivale a um litro dividido por 1000. Assim, dizer-se que a lata de um refrigerante contém, em termos de volume, cerca de 350

mililitros significa que contém, no total, 350 pequenos volumes equivalentes a 1 litro dividido por 1000. Da mesma forma, 1 nanómetro equivale a 1 metro dividido por 1 milhar de milhão, isto é, 1 000 000 000. Por outras palavras, pode-se dizer que 1 metro é igual a 1 000 000 000 nanómetros ou que 1 nanómetro é igual a 0,000000001 metro. Assim, o nanómetro é uma unidade de comprimento extremamente diminuta. Para termos de comparação, basta referir que meio nanómetro é a dimensão linear de uma pequena molécula como o metano (CH_4) e o diâmetro de um fio de cabelo humano é cerca de 100 000 vezes maior, medindo cerca de 50 000 nanómetros.

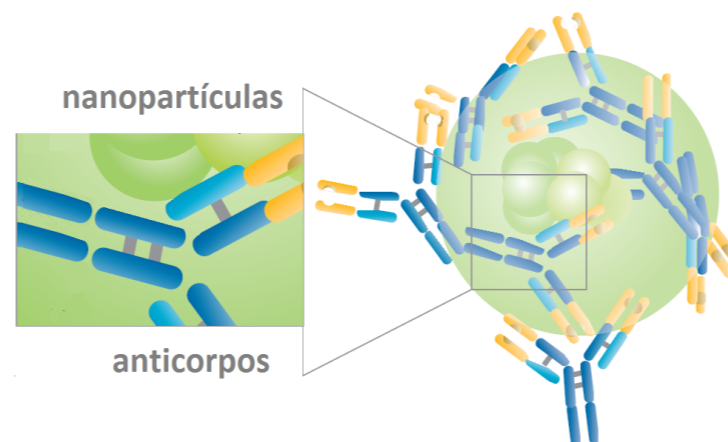


Fig. 15.3 Visão artística da interação entre nanopartículas recobertas e o sistema imunitário.

QdC@UA

O estudo das aplicações químicas, biológicas e médicas das nanopartículas é um dos pontos fortes da atividade de investigação no Departamento de Química da Universidade de Aveiro. Em particular, tem sido objeto de estudo a preparação de nanopartículas recobertas com diferentes camadas de moléculas (funcionalização), com o objetivo de lhes conferir propriedades adaptadas a funções específicas. Por exemplo, a possibilidade de recobrir as superfícies das nanopartículas com uma camada de moléculas de interesse biológico – que podem ser reconhecidos pelo sistema imunológico ou interagir com os tecidos do corpo humano – está na base da nanomedicina, uma área de conhecimento que explora as aplicações médicas das nanotecnologias.

Contacto

Prof. Tito Trindade
Departamento de Química / CICECO
Universidade de Aveiro

A Química das NOTAS DE EURO



Hoje falamos-lhe da química de algo que frequentemente nos passa pelas mãos – e muitas vezes, mais fugazmente do que gostaríamos: a química das notas de Euro.

Falemos primeiro do papel. O papel usado para fazer as notas tem de ser particularmente resistente, já que elas vão ser contadas em máquinas, manuseadas, dobradas, esticadas, arrumadas na carteira, tiradas dos bolsos,... milhares de vezes durante a sua vida útil.

O papel é feito de celulose, um polímero que é um constituinte estrutural das paredes celulares das plantas.

O papel de uso comum – obtido a partir da celulose de diversas árvores – não é suficientemente resistente ao uso. O papel das notas de euro é também 100% celulose, mas na forma de fibras de algodão – as mesmas fibras usadas para fabricar os tecidos de algodão – que conferem às notas de Euro não só a resistência, mas também o toque muito característico.

Se o papel é especial, a tinta não o é menos! A química das tintas de impressão das notas é muito exigente: além de serem altamente estáveis – ninguém quer ficar com os dedos sujos de tinta depois

de pegar numa nota – têm também características que permitam a impressão de elementos de segurança nas notas: a impressão microscópica, a impressão em relevo e a impressão bicolor, que faz com que a cor mude com o ângulo de visão.

Um dos elementos de segurança das notas de euro em que a química é... brilhante, é o efeito de fotoluminescência: sob luz ultravioleta, certos detalhes impres-

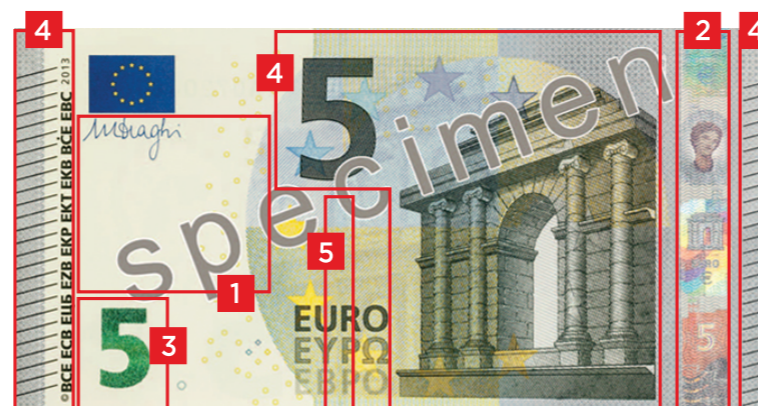


Fig. 16.1 Elementos de segurança das notas de euro.

so ganham cor e brilham com luz vermelha, verde e azul.

A fotoluminescência é um fenómeno bem conhecido da química: algumas substâncias têm a capacidade de absorver radiação luminosa e emití-la de volta. Certamente já reparou que os modernos sinais de trânsito parecem iluminar-se quando os faróis incidem sobre eles... pois iluminam-se mesmo: estão a absorver a luz e a emití-la de volta!

Quem gosta de séries policiais, certamente já viu os investigadores detectarem manchas de sangue usando um composto luminescente chamado luminol.

Pois este efeito nas notas de euro é devido a um elemento químico chamado... Európio!

O Európio é um metal cujos iões absorvem luz ultra-violeta e a emitem na zona do vermelho, verde ou azul, conforme os átomos a que estão ligados.

Temos de concordar que é um elemento químico muito apropriado para usar nas notas de Euro!

A química nas suas mãos, todos os dias!

Para saber mais

A ciência há muito que é utilizada para cuidar da riqueza de uma nação. Provavelmente, o mais famoso cientista que teve a seu cargo esse papel foi Isaac Newton que, em 1690, foi nomeado Governador da Casa da Moeda de Inglaterra. Newton teve como missão uniformizar e padronizar toda a moeda utilizada no reino de Sua Majestade, tendo sido inclemente para com os falsificadores. Atualmente, as moedas são consideradas pouco valiosas para serem falsificadas. No entanto, hoje, como há 300 anos atrás, a ciência é fundamental para garantir a qualidade e a segurança do dinheiro das nações de todo o mundo, incluindo as notas de euro. Não é necessário ser cientista para perceber se uma nota é falsa. Sentir o toque do papel e a impressão em relevo, observar as marcas de água e inclinar uma nota para identificar os elementos que aparecem e mudam de cor, são técnicas muito úteis nesta ciência. No entanto, um dos principais elementos de segurança do nosso dinheiro – o európio – apenas se identifica na presença de radiação ultravioleta. O európio é um elemento natural

pertencente à família dos lantanídeos (também designados por “terras-raras”) da tabela periódica.

Os lantanídeos caracterizam-se por apresentarem uma estrutura eletrónica que lhes confere propriedades únicas para aplicações muito diversas. A maior parte das aplicações dos lantanídeos baseia-se no facto destes elementos apresentarem propriedades luminescentes – são eles os responsáveis pelas cores primárias que vemos na televisão e nos ecrãs dos computadores.

A luminescência pode ser definida como sendo a emissão de luz a baixas temperaturas, por oposição à incandescência que corresponde à emissão de luz a altas temperaturas. Quando a emissão de luz resulta da absorção de radiação, como acontece com o európio, este fenómeno adquire o nome de fotoluminescência. No entanto, na origem da luminescência podem também estar outros fatores como por exemplo a eletricidade (eletroluminescência) ou reações químicas (quimioluminescência). Por exemplo, da reação de oxidação do luminol resulta a emissão de luz sendo que, alguns com-

138,905 57 La Lantânio	140,116 58 Ce Cério	140,907 59 Pr Praseodímio	144,24 60 Nd Neodímio	145,7 61 Pm Promécio	150,36 62 Sm Samário	151,964 63 Eu Európio	157,25 64 Gd Gadolínio	158,925 65 Tb Térbio
227 89 Ac Actício	232,038 89 Th Tório	231,035 90 Pa Protactínio	238,028 91 U Urânio	237 92 Np Netúnio	244 93 Pu Plutónio	243 94 Am Americio	247 95 Cm Cúrio	247 96 Bk Berquélio

Fig. 16.2 Símbolo do elemento Európio.

postos presentes na hemoglobina do sangue aceleram esta reação e, por isso, este composto é muito utilizado para revelar vestígios de sangue. Um outro exemplo muito conhecido de luminescência é a bioluminescência, a qual resulta de reações químicas que ocorrem em determinados organismos vivos, como acontece com os pirilampos.

Regressando à fluorescência das notas de euro, o európio, quando sujeito à radiação ultravioleta, absorve energia que provoca um salto temporário dos seus eletrões para um estado de maior energia (eletrões “desarrumados” ou estado excitado – ver também “Química do fogo-de-artifício”) e, quando os eletrões regressam ao seu estado normal, libertam energia sob a forma de radiação visível. Por isso vemos as cores vermelhas, verde e azul quando as notas de euro são sujeitas a lâmpadas ultravioletas. No entanto, o európio não garante sozinho a segurança máxima das notas de euro. Outros lantanídeos, com nomes também ligados à Europa, estão presentes nas notas de euro: o térbio, que emite essencialmente a cor verde e cujo nome é em homenagem à vila sueca Ytterby, onde foram encontrados os primeiros minerais que continham este elemento; e o túlio, que emite na zona do azul e cujo nome

deriva de Thule, uma ilha da antiguidade que se situava na Europa.

A tabela periódica mostra os elementos químicos organizados em grupos e períodos. Os elementos lantanídeos, localizados na parte inferior da tabela, estão destacados em uma cor laranja. Eles incluem: La (Lantânio), Ce (Célio), Pr (Praseodímio), Nd (Néodímio), Pm (Promécio), Sm (Samaritério), Eu (Európio), Gd (Gadolínio), Tb (Térbio), Dy (Díptério), Ho (Hólio), Er (Erbólio), Tm (Túlio), Yb (Ítalo), e Lu (Lutécio). Cada elemento na tabela é acompanhado pelo seu símbolo químico, número atômico e nome completo.

Fig. 16.3 Tabela periódica com a localização dos lantanídeos em destaque.

Curiosidade

Existem já países, como o Canadá ou a Austrália, que utilizam dinheiro em plástico. Não, não estamos a falar dos cartões de crédito mas sim de notas em plástico que pretendem substituir o velho papel. Assim, em vez de utilizar a celulose – um polímero de origem natural – estas notas são feitas de polipropileno biorientado, um polímero sintético que é obtido de derivados do petróleo. Uma das grandes vantagens das notas de plástico é o facto de estas durarem entre duas a quatro vezes mais que uma nota normal, devido à excelente resistência do polipropi-

leno, que torna as notas menos sujeitas ao desgaste do mão-em-mão, mais difíceis de rasgar e mais limpas. Estas notas são também totalmente impermeáveis – o que é uma excelente notícia para todos os distraídos que gostam de “lavar” dinheiro juntamente com a roupa. Em termos de segurança, as notas de polipropileno apresentam alguns elementos que podem dificultar a falsificação, como por exemplo janelas transparentes. No entanto, não há bela sem senão: a produção destas notas custa o dobro das notas normais. Além do mais, as notas de plástico são mais difíceis de dobrar e mais escorregadias, o que pode fazer com que fiquem ainda menos tempo nos nossos bolsos!

Faça em Casa

O termo fluorescente faz parte do nosso dia-a-dia quando, por exemplo, optamos por lâmpadas fluorescentes em vez de incandescentes ou quando compramos marcadores fluorescentes para fazer sobressair uma matéria importante. No entanto, os compostos fluorescentes com os quais lidamos diariamente vão muito além destes dois exemplos. Assim, hoje em casa propomos revelar a identidade de alguns desses compostos. Para isso, irá ser necessária uma lâmpada de luz ultravioleta ou lâmpada negra, como são também conhecidas. Tal como o nome indica, estas são lâmpadas que emitem radiação ultravioleta próxima do visível, para além de emitirem também luz visível (são as mesmas lâmpadas utilizadas em discotecas para criar efeitos óticos e também as mesmas que encontramos em aparelhos elétricos para atrair insetos). Uma outra possível fonte de radiação ultravioleta que poderá utilizar nesta atividade são mini-detetores de notas falsas ou LEDs que emitam luz azul (ambos os produtos estão disponíveis na Internet).

Material

- ♦ Lâmpada de radiação ultravioleta (disponível em lojas especializadas de iluminação)



Fig. 16.4 Exemplos de bioluminescência (pirilampus, medusas, ...).

- ♦ Água tônica
- ♦ Sabão para máquina de lavar roupa
- ♦ Copos transparentes
- ♦ Caixa preta
- ♦ Observações: Como medida de segurança, não olhe diretamente para a fonte de radiação ultravioleta. Se possível, utilize óculos com proteção UV para realizar esta atividade.

Procedimento

- (1) Se não quiser observar o fenómeno de luminescência às escuras, apenas com a luz negra, comece por construir uma caixa onde possa colocar no seu interior os copos transparentes e forre a caixa com cartolina preta.
- (2) Coloque num dos copos a água tônica.
- (3) No outro copo coloque a mesma quantidade de sabão líquido (pode também utilizar sabão em pó dissolvido em água).
- (4) Observe e registe a cor das soluções.

(5) Coloque os copos no interior da caixa (ou leve-os para uma sala escura) e faça incidir sobre as soluções a luz ultravioleta.

(6) Observe e registre a cor das soluções.

Resultado

Compostos fluorescentes que se escondem à luz do dia mas que se revelam à luz ultravioleta!

Explicação

Marcadores, lâmpadas, água tônica e sabão de máquina – produtos com usos muito diferentes no dia-a-dia, mas que têm em comum o facto de apresentarem na sua composição compostos fluorescentes.

Os lantanídeos presentes nas notas de euro não são os únicos compostos químicos a apresentar propriedades luminescentes, embora constituam uma exceção notável por serem dos poucos elementos a apresentarem esta propriedade. Os compostos químicos fluorescentes típicos são moléculas orgânicas com uma estrutura aromática (os átomos ligam-se

em forma de anel partilhando entre si, alternadamente, um ou mais pares de eletrões) semelhantes às que podemos encontrar nos produtos utilizados nesta atividade.

Assim, o composto responsável pela fluorescência da água tônica (que se apresenta incolor à luz visível e de cor azulada quando sujeita à radiação ultravioleta) é a quinina.

A quinina natural é extraída da Chinchona, uma espécie de árvore originária da América do Sul. A quinina é também utilizada como fármaco, sendo indicada para o tratamento da malária (embora as doses utilizadas sejam muito superiores às que podemos encontrar na água tônica). Aliás, foi graças a este seu poder que a quinina se tornou valiosa nas cortes europeias durante os descobrimentos (o pó retirado das árvores era utilizado pelos índios nativos para curar febres e outras doenças, tendo sido trazido para a Europa por padres jesuítas).

Atualmente, podemos também encontrar compostos fluorescentes em detergentes para a roupa, os quais são responsáveis por às vezes nos tornarmos o centro das atenções em algumas discotecas. A ação destes produtos é tornar o “branco mais

branco” graças à fluorescência (sendo por isso designados por “branqueadores óticos” – ver também “Química dos detergentes”). E de que forma isso acontece? Estes compostos absorvem a radiação ultravioleta emitida pelo Sol, re-emetindo-a sob a forma de radiação visível, o que faz com a roupa pareça mais “iluminada” e brilhante aos nossos olhos. Por sua vez, ao emitirem radiação na zona do azul, mascaram o amarelo da roupa envelhecida contribuindo assim para que pareça “mais branca”.

Para terminar sugerimos que tente descobrir outros compostos fluorescentes em casa (tintas, plásticos, papel). Pode também aproveitar e verificar a autenticidade dos seus euros!

Nota de segurança

Esta experiência utiliza apenas sólidos e líquidos comuns. As crianças deverão sempre ser supervisionadas por um adulto responsável. Os autores e a Universidade de Aveiro não assumem qualquer responsabilidade por danos ou prejuízos sofridos em resultado das experiências descritas.

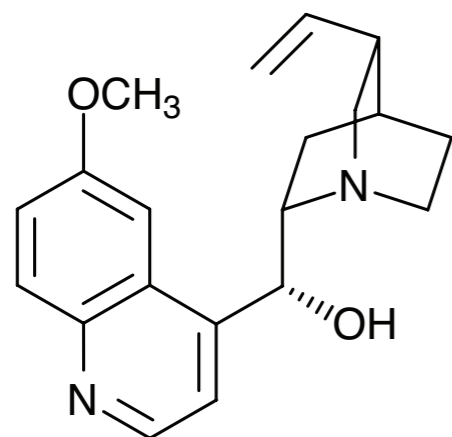


Fig. 16.5 Estrutura da quinina. A quinina é responsável pela fluorescência e também pelo sabor amargo característico da água tônica.

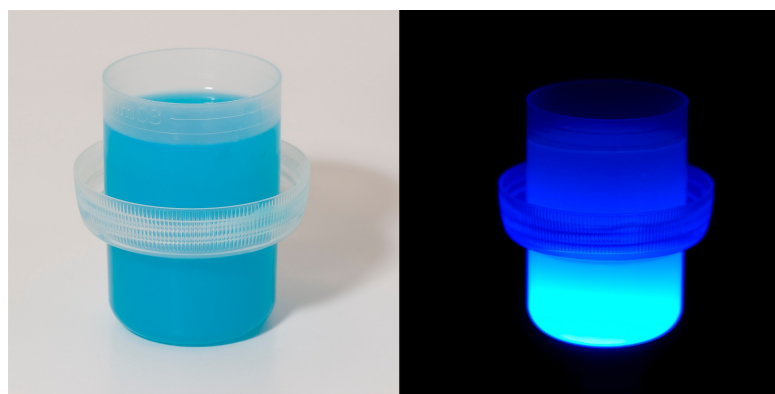


Fig. 16.6 Detergente líquido sob luz ultra-violeta, que torna evidente a presença dos branqueadores ópticos.

QdC@UA

A síntese e caracterização de compostos de európio (e de outros lantanídeos) com propriedades luminescentes é um tema de investigação de relevo no Departamento de Química da Universidade de Aveiro, que envolve um elevado número de investigadores em diversas áreas. Entre estas, vale a pena salientar a “síntese inorgânica” – que desenvolve novos compostos com base nas ligações entre os átomos de Európio e algumas moléculas específicas; a “espetroscopia” e a “cristalografia” – utilizadas para decifrar a estrutura (arranjo espacial dos átomos) dos novos compostos sintetizados; a “química computacional” – que permite explicar e prever as propriedades luminescentes destes compostos, e, naturalmente, a “fotoluminescência” (Departamento de Física) – um ramo da espetroscopia que determina experimentalmente as propriedades luminescentes dos compostos. O objetivo global destes investigadores é a compreensão detalhada dos mecanismos que estão na base dos fenómenos de luminescência, de forma a que seja possível sintetizar compostos luminescentes com propriedades pré-definidas.

Contacto

Prof. Luís Carlos
Departamento de Física / CICECO
Universidade de Aveiro

A Química do EQUIPAMENTO DESPORTIVO



Se é um adepto da prática desportiva, fica desde já a saber que, só por isso, também é um adepto da química! Hoje vamos falar de artigos de desporto!

Na verdade, as actividades desportivas estão entre aquelas que mais têm beneficiado com o desenvolvimento de novos materiais em laboratórios de química.

Certamente já terá reparado que os equipamentos de desporto, desde as bicicletas de montanha às pranchas de surf, estão cada vez mais leves e mais resistentes!

Também já terá sentido as vantagens do moderno vestuário desportivo, como os tecidos que permitem a rápida evaporação do suor ou as sapatilhas confortáveis e com a sola mais adaptada ao piso.

E podíamos continuar: os capacetes de ciclismo, as raquetes de ténis, as caneleiras de futebol, as velas dos barcos, as pistas de atletismo.

E claro, as bolas! As bolas de golfe, de ténis, de bowling, de voleibol, de futebol, de basquetebol. Na a base do aparecimento de todos estes novos materiais está a química dos polímeros sintéticos.

Os polímeros (do grego “poli”, que significa muitas e “mero”, ou seja, partes) são longas moléculas formadas a partir de pequenas moléculas, chamadas monómeros, ligadas entre si consecutivamente, formando cadeias que podem conter centenas ou milhares de monómeros.

Mudando a estrutura dos monómeros, é possível obter polímeros com propriedades muito diversas: rígidos como os tubos de PVC, maleáveis como as fibras de elastano, antiaderentes como o teflon, leves e resistentes como o kevlar e por aí fora.

Um exemplo bastante popular da aplicação da química de polímeros no desporto é-nos dado pela bola de futebol. As modernas bolas de futebol são constituídas por 3 camadas essenciais:

- ♦ A mais interior, logo sobre a câmara de ar, é formada por películas de poliéster e algodão. É esta camada que determina a forma como a bola salta.
- ♦ A segunda camada é constituída por painéis de poliuretano ou polietileno vinil-acetato. Estes painéis já não apresentam costuras cosidas, pois são soldados quimicamente entre si, contribuindo assim para uma total impermeabilidade à água.

- ♦ A última camada é muito importante para a qualidade final da bola, pois define a resistência à deslocação no ar e sobre a relva. É também a camada mais sujeita ao desgaste e, portanto, a mais exigente na qualidade dos materiais utilizando-se normalmente no seu fabrico uma solução de poliuretano.

Polímeros, polímeros e mais polímeros, para chegar mais rápido, mais alto, mais forte!



Fig. 17.1 Esquema das camadas de uma bola de futebol

Para saber mais

Atualmente, para se ganhar uma medalha e se ser o melhor do mundo numa modalidade desportiva é preciso muito treino, mas também um pouco de Química! Uma bicicleta mais leve, uma raquete mais resistente, um fato que faça diminuir a resistência ao movimento, tudo isto são detalhes que podem fazer a diferença entre chegar ou não ao pódio. Há cerca de 50 anos atrás, os fatos de natação eram feitos de algodão e as raquetes de ténis eram de madeira. Tanto a madeira como o algodão apresentam na sua composição um polímero de origem natural – a celulose (ver também “Química das notas de euro”).

Ou seja, os polímeros sempre fizeram parte do quotidiano humano. Desde os tempos mais antigos, o homem tem usado polímeros naturais como o amido, a celulose, a seda, entre outros. Além disso, cerca de 18% do nosso organismo é constituído por proteínas, que são polímeros. Apesar desta longa convivência, apenas na primeira metade do século XX o homem conseguiu imitar a natureza e produzir polímeros através de reações químicas, designadas justamente “reações de polimerização”. Desde então, a síntese de polímeros deixou de ser um

fenómeno apenas natural e foi possível ao homem criar um sem fim de novos materiais que constituem os polímeros sintéticos. E estes são a estrela de qualquer modalidade desportiva!

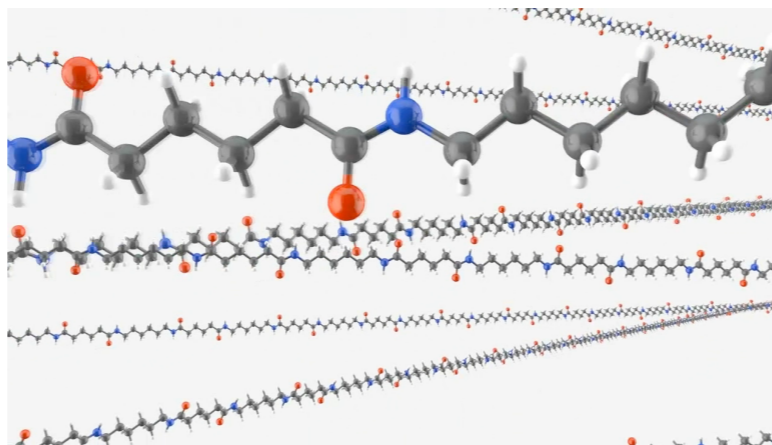


Fig. 17.2 Estrutura do monómero de um nylon (em destaque) e das cadeias de polímero (em fundo). Nylon é o nome genérico dos polímeros sintéticos de tipo poliamida

Nos Jogos Olímpicos de Pequim, em 2008, foram batidos 14 recordes mundiais na natação e os fatos dos nadadores, feitos à base de nylon e de derivados do poliuretano, foram também responsáveis pelos tempos obtidos (dada a polémica com a performance dos fatos, estes vieram a ser proibidos em 2010).

As raquetes de ténis são, atualmente, também feitas de materiais poliméricos sintéticos aos quais são adicionados fi-

bras de carbono e fibras de vidro. Estas raquetes pesam cerca de metade das raquetes de madeira, o que faz com que os jogadores se magoem menos e que a bola adquira velocidades muito maiores. Nos Jogos Olímpicos de Londres, em 2012, o atleta sul-africano Oscar Pistorius utilizou próteses feitas em fibra de carbono, tendo sido o primeiro atleta amputado a chegar a uma semi-final de atletismo a este nível. Aliás, estas novas fibras são responsáveis pelos recordes de velocidade atingidos em muitos desportos como a fórmula 1 ou o ciclismo. Estão de tal forma presentes nestas competições que podemos mesmo dizer que atualmente a volta à França é um autêntico Tour de polímeros sintéticos. Os materiais plásticos reforçados com fibras de carbono constituem o material de excelência para o fabrico de bicicletas de corrida, pois são um material leve e de elevada resistência. Podemos encontrar estas fibras em quase todas as partes da bicicleta, nos quadros, nos guiadores, nas rodas e até mesmo nos travões de disco e nas transmissões. No entanto, este material tão leve e mais forte que o aço apresenta ainda uma enorme desvantagem: preços muito pouco competitivos!

Curiosidade

A contribuição da química para o desporto não se fica pelos recordes. É também graças à ciência que é possível, cada vez mais, praticar qualquer atividade em segurança. E também aqui os polímeros sintéticos desempenham um papel muito importante. Os primeiros capacetes utilizados no ciclismo e no futebol americano eram feitos de couro e o melhor que ofereciam era uma dor de cabeça! Atualmente, os capacetes contêm no seu interior uma espuma de poliestireno ou de poliuretano expandido e o seu exterior é revestido de polietileno ou de ABS – acrilonitrila butadieno estireno –, plásticos caracterizados pela sua dureza.

Apesar de serem muito mais leves e de permitirem a respiração, a verdade é que ainda são muito poucos os ciclistas não profissionais que utilizam o capacete, muitas vezes por uma razão puramente estética, colocando assim em risco a sua segurança. A pensar nisso, uma empresa sueca criou um airbag para ciclistas disfarçado de cachecol ou lenço que se coloca à volta do pescoço. O airbag contém sensores que reagem a movimentos anormais do ciclista. Em menos de 0,1 segundos, os sensores acionam o airbag, que se abre em forma de capacete, protegendo assim a cabeça e o pescoço do ciclista. Este “capacete” é feito à base de nylon ultra forte que resiste quando arrastado no chão, mesmo em estrada de alcatrão.

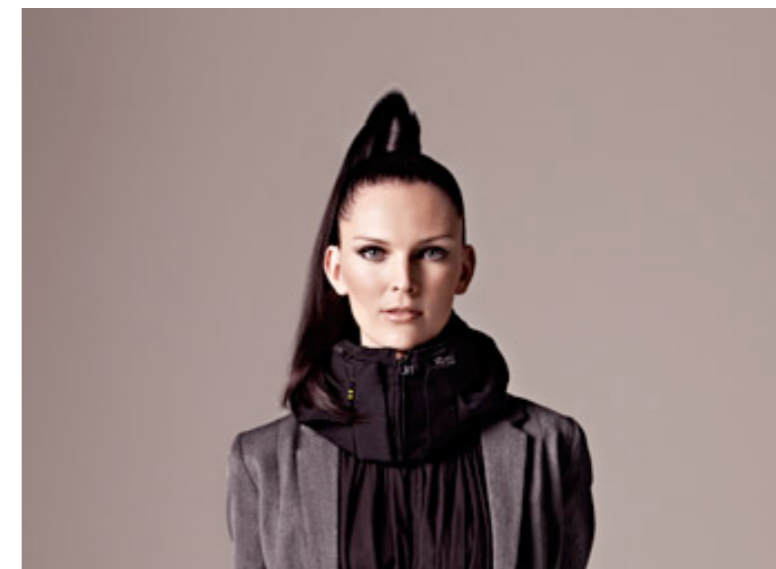


Fig. 17.3 “Capacete airbag” O capacete “invisível” desenvolvido pela empresa Hövding.

Faça em Casa

As bolas de futebol profissional são atualmente objeto de testes rigorosos antes de entrarem em campo. A forma, o peso, a esfericidade, a perda de pressão, a elasticidade e a absorção de água são estritamente controlados.

O que propomos que faça em casa é uma bola saltitante, com base em polímeros existentes em materiais do dia-a-dia, e que teste as qualidades que pretende dar à sua bola.

Material

- ♦ 2 copos de plástico
- ♦ Água quente
- ♦ Borato de sódio (pode ser adquirido em farmácias)
- ♦ Palitos
- ♦ Cola líquida
- ♦ Amido de milho (“maizena”, “espiga”, ou outra)

Procedimento

- (1) Comece por preparar, num dos copos de plástico, uma solução de borato de sódio. Para isso, coloque 2 colheres de sopa de água quente no copo e adicione 1/2 colher de chá de borato de sódio. Misture com a ajuda do palito até que consiga dissolver a maior parte do borato de sódio.
- (2) No outro copo de plástico, coloque 1 colher de sopa de cola líquida.
- (3) Ao copo com cola líquida, adicione 1/2 colher de chá da solução de borato de sódio que preparou em 1.
- (4) De seguida, adicione 1 colher de sopa de amido de milho e espere alguns segundos até começar a mexer a mistura com a ajuda do palito.
- (5) Continue a misturar até não conseguir agitar mais a mistura com o palito.
- (6) De seguida, coloque a mistura nas mãos e comece a moldar uma bola (quanto mais mexer menos pegajosa fica a mistura).

Resultado

Uma bola elástica e saltitona!

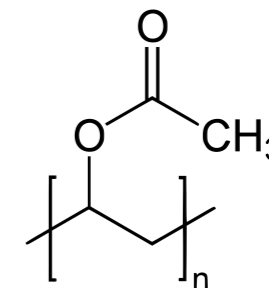


Fig. 17.5 Estrutura do poliacetato de vinilo. Graças às suas propriedades adesivas, o PVA é o polímero principal das colas líquidas.

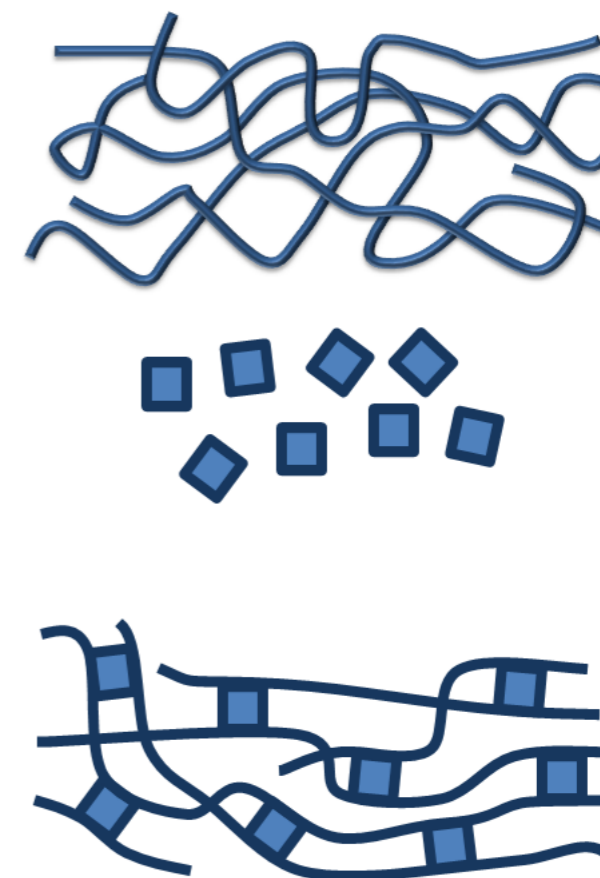


Fig. 17.6 Esquema de formação de rede polimérica tridimensional. O borato de sódio, ao reagir com o PVA existente na cola, promove novas ligações entre as cadeias do polímero.

O que aconteceu?

As colas utilizam as propriedades adesivas de certos polímeros para manter as coisas unidas. As colas com base em água são constituídas por polímeros naturais (como, por exemplo, o amido de milho) ou sintéticos (como o poliacetato de vinilo – do inglês PVA), dissolvidos em água.

Ao misturarmos a cola líquida com a solução de borato de sódio, estamos a promover uma reação de ligação entre cadeias de polímeros formando uma rede tridimensional, originando um novo material polimérico.

O resultado final é um polímero cuja viscosidade e propriedades elásticas podem ser alteradas através da ação mecânica – que é exatamente o que promovemos ao moldar a bola. Agora, para fazer os testes e desenvolver a bola perfeita, basta “jogar” com as quantidades de solução de borato de sódio, amido ou cola adicionadas.

Nota de segurança

Esta experiência utiliza apenas sólidos e líquidos comuns. As crianças deverão sempre ser supervisionadas por um adulto responsável. Os autores e a Universidade de Aveiro não assumem qualquer responsabilidade por danos ou prejuízos sofridos em resultado das experiências descritas.

QdC@UA

O desenvolvimento de novos materiais poliméricos a partir de recursos renováveis, em particular da biomassa vegetal é a área de trabalho por excelência do Grupo de Investigação em Materiais Macromoleculares e Lenhocelulósicos e da Plataforma IDPor (Investigação e Desenvolvimento em Polímeros de Fontes Renováveis), do Departamento de Química da Universidade de Aveiro. Estes cientistas apostam na reconversão de desperdícios naturais para fazerem plásticos “verdes”, isto é, sem usar petróleo. Por exemplo, na produção de papel, apenas é usada uma parte da celulose, pelo que são desperdiçados polissacarídeos e lenhina, dois componentes presentes na celulose e nas paredes vegetais, que podem ser utilizados para produzir novos materiais. Ou na indústria corticeira, em que quase metade do que não é usado é suberina, um componente vegetal que pode servir para produzir, por exemplo, poliésteres. Ou o furfural, que é um subproduto do milho e do grão e que serve para fabricar nylon. Assim, o futuro poderá passar por alternativas aos recursos fósseis, inevitavelmente escassos, e pela constituição de biorrefinarias equivalentes às refinarias do petróleo.

Contacto

Prof. Carlos Pascoal Neto
Departamento de Química / CICECO
Universidade de Aveiro

A Química do FOGO DE ARTIFÍCIO



Hoje, na Química das Coisas ficamos a conhecer uma das mais espectaculares manifestações da química no nosso quotidiano. Quem não fica deslumbrado com a explosão de cores e formas que ilumina o céu durante um espectáculo de fogo-de-artifício?

O componente fundamental do fogo-de-artifício é a “concha”, normalmente um tubo de papel cheio com pólvora negra e pequenos globos de material explosivo chamados “estrelas”. Cada “estrela” contém quatro ingredientes químicos: um material combustível, um agente oxidante, um composto metálico responsável pela cor e um aglutinante para manter estes componentes unidos.

Toda a luz, cor e som resultam destes compostos químicos. Durante a explosão, o agente oxidante e o combustível reagem de forma violenta, libertando calor intenso e materiais em fase gasosa. É a expansão brusca destes materiais gasosos que cria a onda de choque que nos chega aos ouvidos como o som da explosão. E é o calor libertado nesta reacção o responsável pelo brilho e cor do fogo-de-artifício.

As cores do fogo-de-artifício são obtidas essencialmente

por um processo designado por “luminescência”: o calor libertado na explosão é absorvido pelos átomos dos metais presentes na composição da “estrela”. Quando absorvem energia, os átomos dos metais ficam com os seus electrões – digamos – “desarrumados”, fora das suas posições próprias. Quando voltam a arrumar os seus electrões nas posições mais estáveis, os átomos libertam a energia em excesso, mas agora sob a forma de radiação visível, ou seja, luz colorida. A cor da luz emitida varia consoante o metal utilizado:

- ♦ O vermelho é normalmente obtido com sais de estrôncio ou de lítio;
- ♦ O cor de laranja é característico de sais de cálcio, como o cloreto de cálcio;
- ♦ O amarelo é facilmente obtido com sais de sódio, sendo vulgarmente utilizado o cloreto de sódio – o sal das cozinhas;
- ♦ O verde é obtido com Cloreto de bário;
- ♦ Enquanto o azul é obtido com cloreto de cobre.

As propriedades destes sais tornam a pirotecnia uma ciência química exigente: é preciso garantir a estabilidade de alguns destes compostos, controlar rigorosamente a temperatura de explosão e impedir a contaminação que mistura as cores. E só assim é possível garantir a beleza da química a iluminar o céu em noites de festa.



Fig. 18.1 Esquema concha

Para saber mais

O fogo-de-artifício não é mais do que uma dança sincronizada de elementos químicos que recriam no céu as cores do arco-íris. Quase todos já assistimos e ficamos fascinados por este espetáculo de reações químicas que teve a sua origem quando a química ainda não existia como ciência. Há registos da utilização de misturas incendiárias em celebrações religiosas na Ásia por volta de 2000 A.C. No entanto, a pólvora – principal componente do fogode- artifício – foi descoberta na China apenas no século IX, quando um alquimista chinês juntou, acidentalmente, salitre, enxofre e carvão e aqueceu a mistura. Os primeiros mestres pirotécnicos eram, na verdade, alquimistas que mantinham em segredo as suas receitas geradoras de fogos coloridos (ainda hoje a indústria pirotécnica mantém em segredo as suas fórmulas que são transmitidas apenas entre gerações de fogueteiros tradicionais).

O fogo-de-artifício, na sua forma colorida e brilhante como conhecemos hoje, surgiu com o nascimento da Química e o seu desenvolvimento está relacionado com grandes nomes desta ciência. Antoine Laurent Lavoisier, considerado pai da Química, foi responsável por, durante a



Fig. 18.2 Brasas de carvão e combustão de fita de magnésio. Quando as brasas do carvão estão muito quentes começam a apresentar uma cor avermelhada. A este fenómeno – libertação de radiação visível por exposição a elevadas temperaturas – dá-se a designação de incandescência.

revolução francesa, revolucionar a produção da pólvora. Os seus estudos sobre as combustões acenderam o rastilho para que outros químicos procurassem elementos ricos em oxigénio, produzindo assim explosões mais violentas e temperaturas mais elevadas. Em finais do século XVIII, Claude Louis Berthollet, descobriu o clorato de potássio que ainda hoje

é utilizado nos foguetes. Com o desenvolvimento da química e do conhecimento da matéria, foi aumentando a segurança, o brilho e o número de cores disponíveis, mas as bases de hoje são as mesmas que os fogueteiros tradicionais utilizavam no século XIX. E essa base consiste essencialmente na arte de saber trabalhar a composição da pólvora.

A primeira função da pólvora – cuja composição típica é de 75% de nitrato de potássio, 15% de carvão e 10% de enxofre – é lançar a concha para o ar. Por sua vez, a pólvora que se encontra no interior da concha, tem como papel fornecer a energia suficiente para “acender” as estrelas. Por esta razão, a esta pólvora é adicionado perclorato de potássio ou clorato de potássio. Estes compostos são mais explosivos que os nitratos e por isso fornecem temperaturas mais elevadas – necessárias para que o material das estrelas entre em combustão. Os cloratos possuem a desvantagem de serem muito instáveis e por isso mais perigosos – um composto de clorato pode explodir apenas por cair ao chão! Mas e a cor? Os fenómenos responsáveis pelas cores do fogo-de-artifício estão presentes nas luzes lá de casa, nos anúncios luminosos e até quando nos aquecemos junto à lareira. Assim, para além da luminescência,

os elementos podem também emitir cor por aquecimento – quem já não observou as brasas de carvão que de pretas, passam a vermelhas, alaranjadas até terminarem como cinzas brancas? A este fenómeno de emissão de luz por aquecimento os químicos chamam incandescência. Metais como alumínio ou o magnésio, quando aquecidos a elevadas temperaturas, emitem uma luz branca muito brilhante. Estes elementos são muitas vezes adicionados à pólvora da concha aumentando também assim a claridade da explosão. As restantes cores resultam da mistura química que se encontra no interior das estrelas. A composição desta mistura é praticamente igual à pólvora negra, variando apenas o sal que contém o elemento químico que gera a cor por luminescência (ver também “Química das notas de euro”). Ou seja, para se obter a cor vermelha mistura-se nitrato de estrôncio, carvão e enxofre enquanto que para se obter a cor verde mistura-se nitrato de bário, carvão e enxofre. A cor azul é considerada a mais difícil de obter devido à instabilidade dos compostos de cobre. E da mesma forma que o pintor mistura o azul e o vermelho para obter o violeta, também os químicos misturam cobre e estrôncio para obter esta cor. Alguns foguetes podem começar de uma

cor e terminar de outra uma vez que no interior da mesma estrela podem existir duas misturas. E cada estrela, cada mistura, é preparada artesanalmente, num trabalho que envolve química, arte e muito, muito rigor.



Fig. 18.3 Exemplo de um composto rico em nitrogénio, derivado do tetrazole e da tetrazina. A libertação de energia deste tipo de compostos não envolve reações de oxidação do carbono - que ocorrem nas misturas pirotécnicas tradicionais - e os produtos de reação são essencialmente os gases N_2 e H_2 .

Curiosidade

A beleza dos fogos-de-artifício tem um senão – a poluição. Nesse sentido, os cientistas começaram já a procurar a fórmula adequada para um fogo-de-artifício mais amigo do ambiente. Assim, em alguns espetáculos, os foguetes são enviados para o ar graças a um sistema de gás compressor, o que evita a utilização da pólvora no momento do lançamento. Desta forma, diminui a libertação de gases poluentes como o monóxido de carbono e os óxidos de nitrogénio e de enxofre. Também os percloratos utilizados como explosivos no interior das estrelas são identificados como prejudiciais à saúde humana e por isso os químicos têm procurado substituí-los. Os compostos com elevada percentagem de nitrogénio, como os derivados do triazole e da tetrazina, ou de oxigénio, como a nitrocelulose, têm-se revelado muito eficazes nesta área, proporcionando quase sempre uma combustão completa, praticamente sem libertação de fumos – o que permite diminuir também a quantidade de sais e intensificadores de cor utilizados. Tudo para que seja possível admirar um espetáculo de fogo-de-artifício, livre de sentimentos de culpa!

Faça em Casa

As cores dos elementos químicos não nos proporcionam apenas a beleza dos fogos-de-artifício. Graças à cor que cada elemento emite, os químicos conseguem descobrir a composição das mais diversas substâncias e inclusive conhecer o interior de estrelas como o Sol. A técnica utilizada é designada por “Espectroscopia”.

As cores emitidas por um elemento químico dependem da forma como os seus elétrons estão distribuídos – ou seja, dependem da sua estrutura eletrónica. Um espectro é uma imagem que desvenda essa estrutura. Uma vez que cada átomo tem os seus elétrons organizados de uma forma única, o espectro de um elemento pode servir de impressão digital desse mesmo elemento. O que propomos que faça é um espectroscópio caseiro para descobrir o maravilhoso mundo das cores escondidas nos objetos do dia-a-dia.

Material

- ♦ Caixa de cereais
- ♦ CD
- ♦ Tesoura; x-ato; fita-cola; agrafador; régua

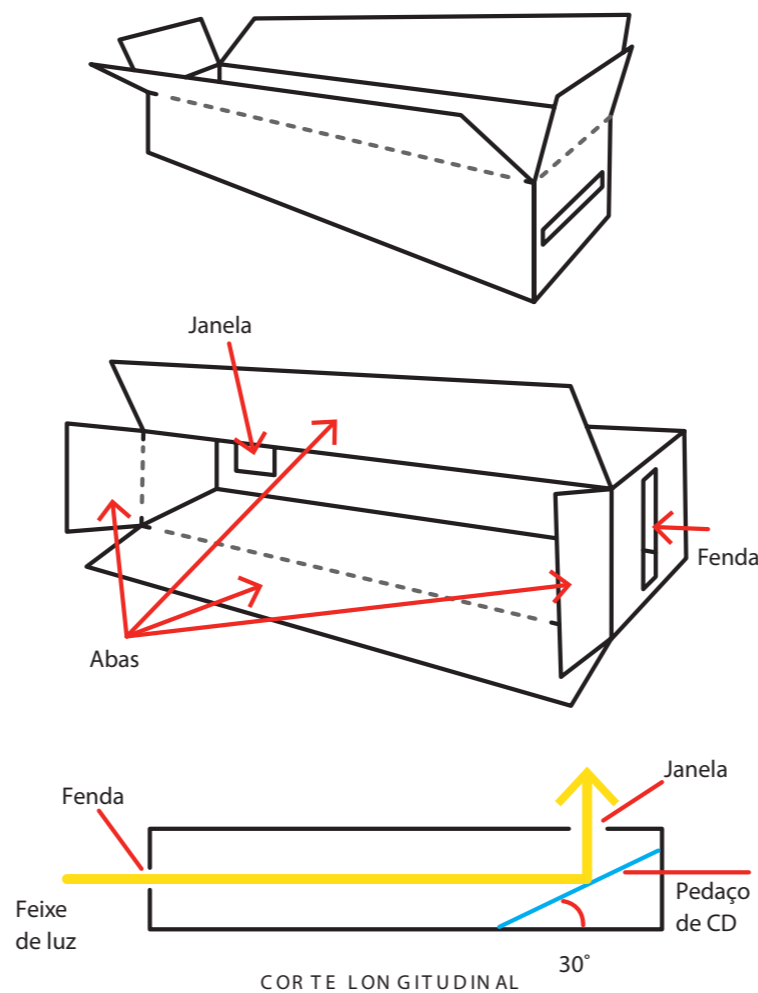


Fig. 18.4 Esquema de montagem do espectroscópio.

Procedimento

- (1) Comece por fazer um tubo em forma retangular a partir da caixa de cereais. Para isso faça uma marca de 5 cm na parte superior do lado mais largo da caixa e a seguir a essa, marque mais 5,2 cm (aproximadamente a largura do lado estreito da caixa).
- (2) Repita o procedimento anterior mas agora na parte inferior da caixa.
- (3) Una, com uma régua, as marcas da parte superior e da parte inferior. Corte a caixa pela segunda marcação (comprimento aproximado de 10,2 cm).
- (4) Utilize a marca dos 5 cm para, com a ajuda de uma régua, fazer as abas do tubo e moldar as restantes faces do mesmo.
- (5) Depois do tubo moldado, faça uma janela quadrada de 2 cm, num dos topos de uma face larga do tubo. Esta janela vai servir de óculo.
- (6) Na face estreita mais afastada da janela faça, com a ajuda de um x-ato, uma fenda de forma retangular com a mínima espessura possível. A fenda servirá como entrada de luz.

- (7) Corte um pedaço do CD com uma largura de aproximadamente 3 cm. (para uma otimização da função do CD poderá tentar retirar a película do mesmo com a ajuda de fita adesiva).
- (8) Com a parte da caixa de cereais não utilizada construa um suporte para o pedaço de CD (coloque a face sem película do CD virada para a frente).
- (9) Este suporte servirá para mais facilmente colocar o CD no interior do tubo. Este deve ser colocado em frente à janela, a fazer um ângulo de aproximadamente 60° com o fundo da caixa (pode ir experimentando qual o melhor ângulo para conseguir visualizar uma imagem na janela através do CD).
- (10) Depois de ter colocado o pedaço de CD e de ter otimizado o ângulo de visão, falta apenas fechar o tubo para que entre o mínimo de luz possível.
- (11) Agora é só experimentar! Direcione a fenda para uma fonte de luz – uma lâmpada, uma vela ou mesmo o monitor de um computador – e olhe através da janela.

Resultado

Um espectro colorido que caracteriza cada fonte de luz.

Explicação

A luz do Sol parece-nos branca. No entanto, quando atravessa um prisma ótico ou uma rede de difração, revela as cores que a constituem, tal e qual como ocorre num arco-íris ou na superfície refletora de um CD. O CD no espectroscópio constitui uma excelente rede de difração graças aos pequeníssimos sulcos invisíveis que contêm as gravações. A interação da luz com estes sulcos faz com que as diferentes cores que compõem a luz branca sejam assim dispersas em diferentes direções.

Uma das leis da espectroscopia diz que um corpo opaco quente produz um espectro contínuo, constituído pelas diferentes cores da luz branca. Por esta razão, ao tentar observar o espectro de uma lâmpada incandescente, irá observar todas as cores do arco-íris, uma vez que, neste tipo de lâmpadas, a luz é produzida por um filamento muito quente de um metal. Pela mesma razão, a luz branca que se vê nos fogos-de-artifício resulta da incan-

descência de alguns metais como o magnésio ou o alumínio.

O espectro da chama de uma vela é também um espectro contínuo, idêntico ao da lâmpada incandescente. No entanto, se colocar uns grãos de sal grosso de cozinha sobre a chama da vela, irá verificar o aparecimento de uma linha laranja distinta no espectro. Esta linha laranja resulta da emissão de uma quantidade precisa de energia por parte dos eletrões da estrutura do sódio – presente no sal de cozinha – e caracteriza desta forma o espectro deste elemento. É também por esta razão que vemos a cor laranja nos fogos-de-artifício, devido à libertação de energia por parte dos sais de sódio.

Nota de segurança

Esta experiência utiliza apenas objetos comuns. As crianças deverão sempre ser supervisionadas por um adulto responsável. Os autores e a Universidade de Aveiro não assumem qualquer responsabilidade por danos ou prejuízos sofridos em resultado das experiências descritas.

QdC@UA

Os mesmos princípios básicos que permitem observar as componentes da luz visível no espectroscópio caseiro acima descrito são utilizadas pelos cientistas no estudo da estrutura e propriedades da matéria. A Espectroscopia – palavra cuja etimologia está vagamente relacionada com observar uma imagem escondida – permite avaliar a interação da radiação com a amostra em estudo, através de fenómenos de transmissão, absorção ou difusão da luz. O Departamento de Química da Universidade de Aveiro tem equipamento de espectroscopia capaz de operar em diversas regiões do espectro electromagnético (ultravioleta, visível, infravermelho, radiofrequências), o que permite escolher a técnica mais apropriada a cada problema em estudo. No caso da espectroscopia vibracional, é utilizada a radiação da região do infravermelho – invisível ao olho humano – para estudar os movimentos dos átomos e assim obter informação acerca da estrutura e das propriedades de materiais tão diversos como emissores luminescentes, líquidos iónicos, compostos de interesse farmacêutico, ou novos catalisadores de aplicação industrial.

Contacto

Prof. Paulo Ribeiro Claro
Departamento de Química / CICECO
Universidade de Aveiro

A Química dos INSTRUMENTOS MUSICAIS



À primeira vista, parece haver pouca relação entre a química e os instrumentos musicais... o que só torna mais divertido fazer um programa a provar o contrário!

Não interessa se são instrumentos de corda, de sopro, ou de percussão: tanto a sua durabilidade como a qualidade do som que produzem dependem fortemente dos materiais que os constituem.

Um dos exemplos mais conhecidos da relação entre a qualidade do som e a química são os famosos violinos Stradivarius, considerados os melhores violinos de sempre. O som único destes violinos parece estar ligado ao tratamento químico da madeira e, sobretudo, às características do verniz utilizado no acabamento.

O polimento final dos instrumentos musicais foi sempre uma ciência... química, já que se baseia em tintas, vernizes e corantes. Mas é a moderna técnica de electrodeposição que garante o melhor aspecto e qualidade de som dos instrumentos: permite recobrir as superfícies com finíssimas camadas de cobre, prata, ouro e níquel, em várias combinações, a partir de uma solução com iões destes metais e por aplicação de corrente eléctrica – que neutraliza a carga dos iões e força a sua deposição como sólidos.

Nos instrumentos de corda, a química aparece de novo... nas cordas!

Até final do século dezanove, as cordas de guitarra eram feitas de biopolímeros obtidos a partir dos intestinos de animais – o “catgut” também utilizado em cirurgia. Eram cordas difíceis de fazer, muito sensíveis à humidade, e que facilmente desafinavam.

As cordas de polímeros sintéticos – como o nylon – surgiram como uma alternativa económica: são cordas resistentes à humidade e que não desafinam.

Mas as cordas mais apreciadas são as cordas metálicas, por produzirem um som muito claro e intenso. A sua estrutura – um fio metálico que se enrola em torno de outro – contribui para a boa qualidade sonora.

O problema destas cordas é que os metais são sensíveis à corrosão – uma reacção química muito facilitada pelo suor das mãos e que degrada a qualidade do som produzido. Actualmente, a solução parece estar encontrada: proteger as cordas metálicas com uma finíssima cobertura de polímeros ou utilizar a química dos metais para produzir ligas metálicas resistentes à corrosão.

A música e a química juntas, em perfeita harmonia!



Fig. 19.1 O som dos instrumentos é fortemente influenciado pelo tipo de material de que são feitos.

Para saber mais

A ciência dos instrumentos musicais está, acima de tudo, no material que os constitui. A música é por isso uma plataforma de inovação no que diz respeito à ciência dos materiais, na qual a química assume um papel muito importante.

Uma das classificações mais antigas dos instrumentos musicais advém da cultura chinesa, que ainda hoje organiza os instrumentos com base no material de que são feitos, existindo oito categorias distintas: metal, pedra, seda, cabaça, barro, pele, madeira e bambu. Na cultura ocidental, e por herança greco-romana, os instrumentos são classificados de acordo com a forma como são tocados: instrumentos de corda, de sopro ou de percussão. As orquestras tradicionais adotaram uma variante desta classificação e voltam a dar ênfase aos materiais, sendo os instrumentos divididos em cinco categorias: cordas, madeiras, metais, percussão e instrumentos de teclas. O curioso nesta classificação é que alguns instrumentos, como por exemplo a flauta transversal, atualmente produzida em metal, pertence à seção das madeiras.

A escolha de um material para construir um instrumento musical está associada



Fig. 19.2 Através da eletrodeposição, os instrumentos musicais são banhados com os mais diversos elementos químicos: ouro, prata, níquel.

às suas propriedades acústicas, à facilidade de ser trabalhado, às qualidades estéticas material, assim como à sua disponibilidade e preço. Assim, por exemplo, as flautas transversais para estudantes são feitas à base de alpaca, uma liga metálica composta de cobre, níquel e zinco. No entanto, a maior parte das flautas exibem na sua composição ligas metálicas de prata e até mesmo ouro, ao qual é associado um timbre quente!

As ligas metálicas são um exemplo da magia que a química é capaz de fazer. Através da mistura de dois ou mais elementos químicos (sendo que, pelo menos, um deles é um metal), é possível obter um composto com propriedades diferentes das apresentadas pelos elementos que estão na sua origem. Por exemplo, o ouro utilizado para joalheria não é mais que uma liga metálica de ouro à qual foi adicionada prata e cobre para melhorar propriedades como brilho e dureza.

Além de desenhadas de acordo com as propriedades que se pretendem obter, as ligas metálicas são também importantes no aspecto económico, uma vez que a utilização de metais puros seria muito mais dispendiosa em qualquer processo industrial.

Voltando à música, o bronze (uma liga de cobre e estanho) foi a primeira liga a ser utilizada pelo Homem (a sua utilização remonta à pré-história) e terá sido a primeira liga metálica a ser utilizada em instrumentos musicais. As suas características acústicas e a sua resistência à corrosão fazem desta liga um material excelente para a fabrico de instrumentos, sendo utilizada em sinos ou em instrumentos de sopro. Podemos também encontrar ligas metálicas nas cordas dos instrumentos, uma vez que proporcionam uma maior flexibilidade e uma maior proteção à corrosão do que no caso dos metais puros. Assim, são utilizadas desde ligas tradicionais de aço inoxidável, a ligas de níquel, até às mais recentes ligas de níquel e titânio – a excelência em termos acústicos e de resistência à corrosão.

São as notas da química a permitir desenvolver novas melodias!

Curiosidade

Não só a Química influencia a música como a música também influencia a Química. Um dos instrumentos mais importantes da Química – a Tabela Periódica – tem na sua origem um episódio ligado à música, o qual não teve no entanto muito sucesso na altura.

Em meados do século XIX eram já conhecidos mais de cinquenta elementos químicos. Era necessário organizá-los para facilitar o estudo e a compreensão da Química. Surgiram então diversas teorias para agrupar os elementos conhecidos, uma delas, proposta em 1864 por John Newlands, ficou conhecida por “Lei das Oitavas”. Newlands, um químico de profissão, organizou os elementos por ordem crescente das suas massas atómicas em linhas horizontais, contendo sete elementos cada. O oitavo elemento apresentava propriedades semelhantes ao primeiro e assim por diante, numa relação semelhante aos extremos de uma oitava na música (dó, ré, mi, fá, sol, lá, si, dó, sendo que o segundo dó está uma oitava acima do primeiro). A teoria de Newlands não foi bem aceite na altura, tendo sido mesmo ridicularizada a analogia com a escala musical. Apesar de alguns erros (e também alguma batota!), Newlands deu um passo

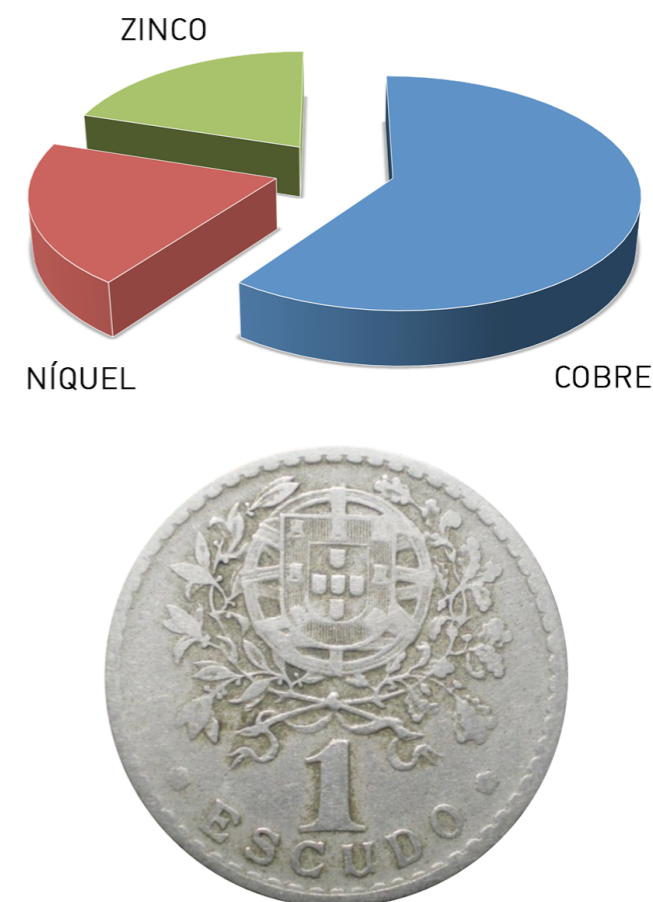


Fig. 19.3 Composição da liga de alpaca: cobre (60%), níquel (20%) e zinco (20%). Muitos instrumentos musicais incluem ligas metálicas na sua constituição. No entanto, estes materiais têm as mais diversas aplicações: a alpaca, conhecida por “prata alemã” pelo seu brilho e cor, era a liga usada na antiga moeda portuguesa de um escudo.

decisivo para a organização dos elementos com base nas suas massas atómicas e na periodicidade das suas propriedades.

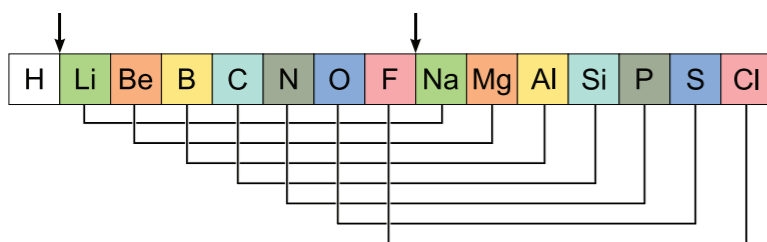


Fig. 19.4 Representação da “Lei das Oitavas” de Newlands (1863). Newlands organizou os elementos químicos numa ordem semelhante à das notas musicais, o que veio a revelar-se um contributo importante para o desenvolvimento da Tabela Periódica atual.

Atualmente, a Tabela Periódica contém 118/114 elementos organizados em 7 linhas (períodos) e 18 colunas (grupos) por ordem crescente do seu número atómico – número de eletrões de cada elemento. Destes 118 elementos, 92 são naturais e os restantes sintéticos, ou seja, produzidos em laboratório. Entre estes está o elemento 118, com o nome provisório de ununóctio, o qual é já famoso pela sua “participação” na série Star Trek.

Faça em Casa

Aço inoxidável, latão ou bronze são exemplos de ligas metálicas utilizadas não só em instrumentos musicais, mas também em inúmeros objetos do dia-a-dia.

O que propomos que faça em casa é que investigue a composição do aço e descubra qual o metal que compõe esta liga.

Material

- ♦ 2 Frascos de vidro com tampa
- ♦ Esponja palha-de-aço ou lã de aço
- ♦ Água
- ♦ Sumo de limão
- ♦ Água oxigenada

Procedimento

- (1) Comece por cortar 2 pequenas tiras de lã de aço (ou dois pedaços da esponja).
- (2) Distribua as tiras por cada um dos frascos.

- (3) Adicione água num dos frascos até cobrir a tira quase por completo. Coloque a tampa e observe.
- (4) No frasco seguinte, repita o procedimento anterior mas, em vez de água, adicione sumo de limão.
- (5) Adicione ao primeiro frasco algumas gotas de água oxigenada. Coloque a tampa, agite e observe.
- (6) Comece por fazer observações passado 60min; de seguida, deixe a solução a repousar umas horas e verifique a mudança de coloração.
- (7) Adicione também algumas gotas de água oxigenada ao frasco com sumo de limão. Tape o frasco, agite e observe.

Resultado

A constituição do aço é revelada através de um jogo de cores!

O que aconteceu

O aço é uma das ligas metálicas mais importantes do mundo moderno, de tal forma que a sua indústria está nas raízes do lançamento do projeto europeu (a Comunidade Europeia do Carvão e do Aço foi criada em 1951, sendo mais tarde acompanhada pelo nascimento da Comunidade Económica Europeia, em 1957 – comunidades que posteriormente evoluíram para o que é hoje a União Europeia).

Desde os transportes à construção civil (a Torre Eiffel foi construída em aço), é possível encontrar esta liga nas mais diversas indústrias, em virtude das propriedades que apresenta, tais como elevada durabilidade e resistência mecânica. Apesar da concorrência atual, em especial das ligas (mais leves) de alumínio, o aço possui ainda uma outra grande vantagem: é a que apresenta menores custos de produção – em virtude da extração do ferro ser relativamente económica quando comparada com outros metais.

Desta forma, já revelámos o nome do principal metal que compõe o aço e que tentamos descobrir nesta atividade: o ferro!

Assim, o aço é uma liga metálica de ferro e carbono. Existem ainda aços aos quais

são adicionados outros elementos químicos para aumentar características como a resistência ou a dureza. Provavelmente, o exemplo mais conhecido do dia-a-dia é o aço inoxidável que, para além de ferro e carbono, possui também crómio e níquel, conferindo assim a este composto uma maior resistência à corrosão que o aço comum.

Mas como é que, com esta atividade, identificamos que o aço tem ferro? Através da tendência que o ferro tem para se oxidar e que torna muitas vezes inúteis os objetos lá de casa – que, quando esquecidos, ficam com ferrugem.

A esmagadora maioria dos compostos com ferro possui este metal nas formas Fe (II) e Fe (III), o que corresponde às formas iónicas do ferro, Fe^{2+} e Fe^{3+} , em solução aquosa. Ao adicionarmos sumo de limão à tira de aço, o ácido do limão (ácido cítrico) reage com o ferro presente no aço, formando-se hidrogénio gasoso (o qual pode ser verificado através da libertação de bolhas de gás) e iões de Fe^{2+} . Ao adicionarmos a água oxigenada (H_2O_2), o ião Fe^{2+} é oxidado e passa a Fe^{3+} (em química, o termo oxidação começou por significar, como o nome indica, reação com o oxigénio, mas o conceito evoluiu e atualmente corresponde a uma

reação que envolve perda de eletrões por parte de um elemento que os cede a outro – ocorrendo assim, uma reação de oxidação-redução). O ião Fe^{3+} , em solução aquosa, apresenta uma cor amarelada e por isso, deve ter reparado que a solução ficou muito mais amarela depois de adicionar a água oxigenada.



Fig. 19.5 Exemplo de resultados da atividade experimental.

No frasco sem sumo de limão, verifica-se também a formação de um tom amarelado que indica a presença, mais uma vez, dos iões Fe^{3+} . No entanto, neste caso, o aparecimento da cor amarela foi mais lenta, uma vez que a dissociação do ferro

em iões é favorecida em meio ácido. Ao fim de algumas horas verificou-se o aparecimento de partículas num tom vermelho-alaranjado, que corresponde à formação do óxido de ferro (III) hidratado, mais conhecido por ferrugem.

Assim, pelas diferentes tonalidades apresentadas é possível concluir que o aço tem ferro.

Para terminar, fique apenas a saber que os óxidos de ferro são responsáveis pela cor vermelha de marte e também ao ferro se deve a cor vermelha do sangue.

Nota de segurança

Esta experiência utiliza apenas sólidos e líquidos comuns. As crianças deverão sempre ser supervisionadas por um adulto responsável. Os autores e a Universidade de Aveiro não assumem qualquer responsabilidade por danos ou prejuízos sofridos em resultado das experiências descritas.

A Química da INVESTIGAÇÃO CRIMINAL



Para os apaixonados das séries policiais na TV, a importância da química na investigação criminal não é uma surpresa, mas hoje vamos falar da ciência por trás da ficção.

É verdade que um cientista forense é frequentemente um químico. E isto porque a análise dos resíduos de pólvora, fios de cabelo, ou vestígios de sangue que podem ligar um suspeito ao crime é acima de tudo um processo que utiliza as técnicas da química, os instrumentos desenvolvidos para a química e – repare bem – os métodos de resolução de problemas dos químicos!

De facto, a moderna investigação criminal põe à prova os limites e as capacidades da chamada Química Analítica, um ramo da química que se dedica a identificar as quantidades de substâncias presentes numa amostra.

Se já leu o rótulo de uma garrafa de água para saber quantos miligramas de cálcio, sódio ou potássio essa água contém, então já usufruiu dos resultados da química analítica. E as análises ao sangue? Química analítica, claro!

Os desenvolvimentos da química analítica permitem detectar a presença de substâncias em quantidades ínfimas, através

de uma panóplia de técnicas capazes de reconhecer as características específicas de cada substância.

Por exemplo, com a cromatografia, uma técnica que permite separar os diversos componentes de uma amostra, é possível detectar quantidades de amostra absolutamente diminutas, da ordem dos nanogramas por mililitro.

E quanto é isso? Menos do que um pacote de açúcar dissolvido numa piscina olímpica! No caso dos metais, é possível ir 10 vezes mais longe. Utilizando uma técnica de vaporização da amostra a 10.000 °C, é possível, por exemplo, detectar a presença de um metal tóxico num fio de cabelo, numa proporção equivalente a apenas um grama do metal disperso em quatro piscinas olímpicas...

Mas o grande desafio da química analítica aplicada à investigação criminal está para além da identificação da presença de drogas, explosivos ou venenos: trata-se caracterizar os materiais encontrados no local do crime e identificar a sua origem!

De facto, a composição de materiais como fragmentos de vidro, vestígios de tinta, fibras têxteis, papel, ou a própria tinta usada para escrever uma carta pode fornecer pistas muito relevantes na investigação de um crime. A utilização de técnicas analíticas combinadas permite já identificar a origem geográfica ou a data de fabrico de muitos materiais. E embora as populares séries de televisão exagerem as capacidades das técnicas ao alcance dos investigadores, a verdade é que o contínuo desenvolvimento da química analítica está a aproximar a realidade da ficção.



Fig. 20.1 A investigação criminal reparte-se pelo local do crime e pelo laboratório... de química.

Para saber mais

O objetivo principal de qualquer investigação criminal é identificar o suspeito do crime. Provavelmente, o detetive mais carismático e famoso por desvendar mistérios e encontrar criminosos foi Sherlock Holmes – que se destacou pelos métodos científicos utilizados. Se Sherlock Holmes fosse agora chamado a resolver algum crime teria à sua disposição as mais variadas e sofisticadas técnicas da química analítica: cromatografia líquida; cromatografia com espectroscopia de massa acoplada; espectroscopia de Raman; eletroforese capilar; entre muitas outras.

No entanto, nem tudo seriam novidades para este detetive. As melhores “testemunhas” de um crime continuam a ser as impressões digitais, uma vez que não existem duas pessoas com a mesma impressão (nem mesmo os gêmeos!) e a revelação destas é feita graças à química! Apesar das impressões digitais apenas terem entrado ao serviço da ciência forense em finais do século XIX, a sua utilização como assinatura pessoal remonta aos antigos Assírios e Babilónios, que colocavam as suas impressões em barro para acompanhar documentos e assim evitarem falsificações. Observando a pele dos nossos dedos, facilmente identi-

ficamos um conjunto de nervuras ou linhas que funcionam não só como sistema de identificação mas também como antiderrapante – se as nossas mãos fossem lisas, os objetos deslizariam com mais facilidade. Quando tocamos num objeto com os dedos, uma mistura de suor, gordura e aminoácidos faz o decalque das nossas impressões que ficam assim invisíveis, agarradas às superfícies, até que os químicos entram em ação! Uma vez que a lista de “colaboradores” químicos é cada vez mais extensa, iremos abordar três dos principais compostos que cumprem essa missão – o iodo (I_2); o cianoacrilato ($C_5H_5NO_2$) e a ninidrina ($C_9H_6O_4$) – sendo que cada um deles tem uma forma diferente de atuar.

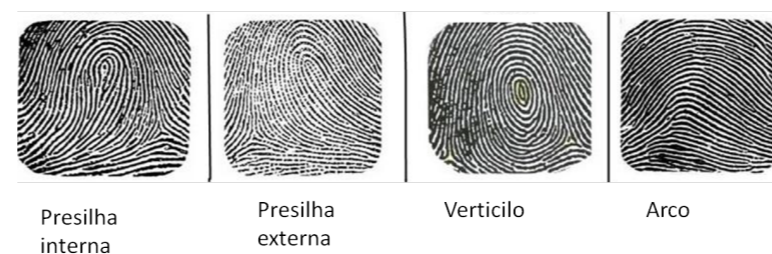


Fig. 20.2 Alguns tipos de impressões digitais.

O iodo caracteriza-se por facilmente sublimar, ou seja, passar diretamente do

estado sólido para o estado gasoso. Por sua vez, os vapores de iodo possuem uma atração especial por moléculas de gordura, como as da nossa pele. Assim, o material a ser examinado é colocado num recipiente juntamente com cristais de iodo e a mistura é depois sujeita a um ligeiro aquecimento. Caso o material possua impressões digitais, estas surgirão num tom acastanhado devido à adsorção (adesão de moléculas a uma superfície sólida): as moléculas de iodo aderem aos compostos gordurosos deixados pela pele. O passo seguinte é fotografar a prova para ser posteriormente utilizada.

Um outro composto conhecido do dia-a-dia e muito útil na ciência forense é o cianoacrilato. Embora o nome possa não parecer familiar, o cianoacrilato é o componente principal da supercola que utilizamos lá em casa. Os vapores produzidos por este composto reagem com as gorduras e os aminoácidos formando uma matriz polimérica branca com a forma da impressão digital. Por isso, para melhorar o contraste da impressão revelada, é também aplicado juntamente com o cianoacrilato um agente corante ou composto luminescente. Apesar de este ser um método de fácil aplicação, não tente fazer em casa: os vapores produzidos são muito tóxicos, razão pela qual estes

ensaios são realizados em recipientes devidamente isolados!

Por fim, a ninidrina que, dos compostos já referidos, foi a última a entrar ao serviço. O objeto suspeito é pulverizado com uma solução de ninidrina, a qual reage com os aminoácidos e proteínas da pele, adquirindo uma cor violeta e assim é revelada a forma da impressão digital.

Muitos outros métodos existem que envolvem processos químicos e físicos mas, da mesma forma que não existe o crime perfeito, também não existe o método perfeito para detetar impressões digitais, razão pela qual os cientistas forenses têm de saber aplicar as diversas metodologias.

Curiosidade

O trabalho de um cientista forense está longe de ser só analisar impressões digitais. Muitos outros vestígios podem conter a chave do crime e um dos mais importantes e mais facilmente recolhido é o cabelo! Um fio de cabelo pode revelar a identidade de um suspeito (através da recolha do famoso ADN) ou fornecer pistas sobre a possível causa de morte – o cabelo é considerado um dosímetro biológico, uma vez que a sua raiz e células retêm os elementos ou drogas que circulam pelo sangue. Uma grande vantagem deste tipo de análise em relação à análise ao sangue ou urina é que estes elementos permanecem no cabelo por meses ou mesmo anos – desde que o cabelo não seja cortado – sendo por isso uma mais-valia para a investigação criminal. Aliás foram análises ao cabelo de Napoleão Bonaparte que deram origem à hipótese do “envenenamento por arsénio” como causa da sua morte (hipótese atualmente descartada). O elemento arsénio (As), na forma de óxido de arsénio (As_2O_3), é bastante tóxico e foi um dos venenos mais utilizados até ao século XIX (o óxido de arsénio era conhecido por “pó da herança” uma vez que “acelerava” alguns processos!).

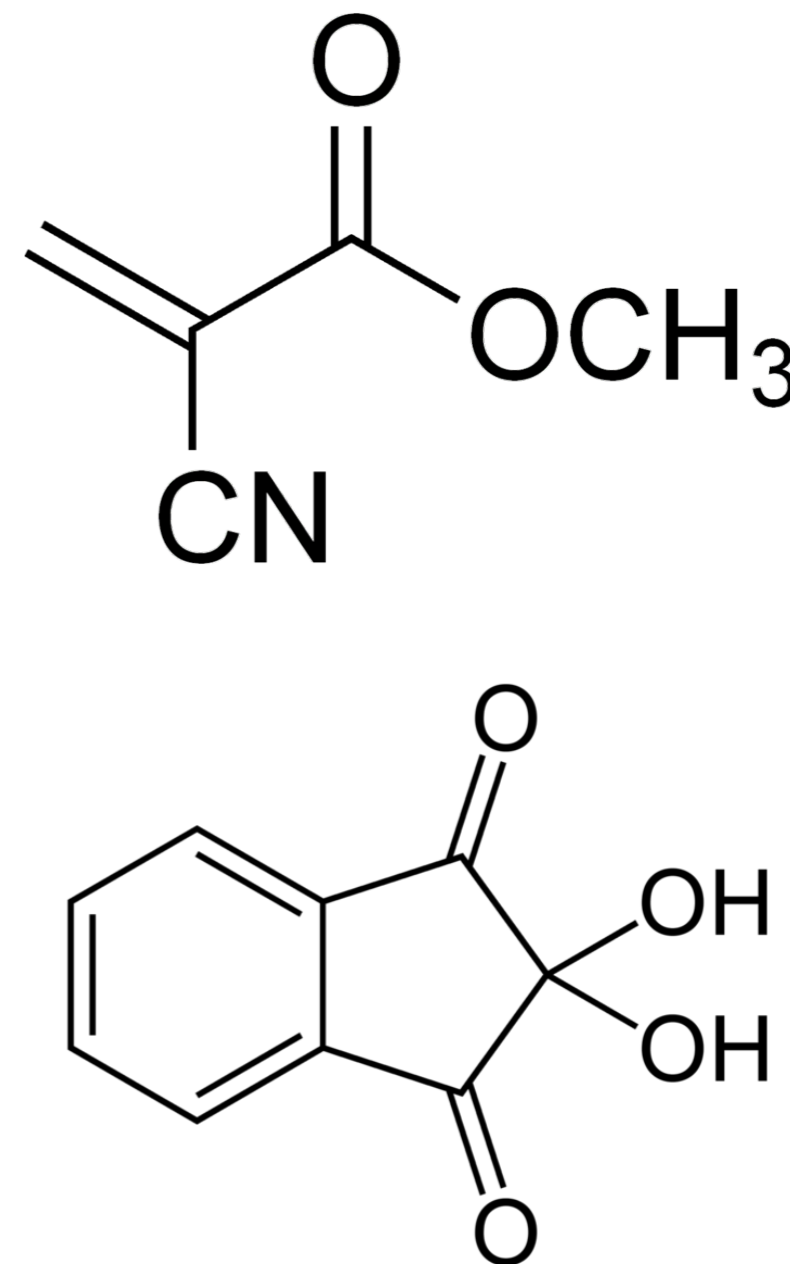


Fig. 20.3 Estrutura do cianoacrilato (acima) e da ninidrina (abaixo), dois dos compostos utilizados para a revelação de impressões digitais.

Faça em Casa

Já aqui referimos vários compostos utilizados para revelar impressões digitais. No entanto, falta-nos falar do método mais antigo, mais utilizado e provavelmente mais conhecido dos apaixonados pelas séries policiais: o método do pó e pincel! Raro é o episódio em que o detetive que está a investigar a cena do crime não começa de imediato a recolher impressões com a ajuda de um pincel. Mas, antes disso, tem ainda que calçar umas luvas para não contaminar as provas do local! E é exatamente isso que propomos que faça a seguir. Assim, está pronto a iniciar a investigação!



Fig. 20.4 Amostra de óxido de arsénio, indistinguível de qualquer outro pó cristalino branco.

Material

- ♦ Luvas
- ♦ Pó talco
- ♦ Pincel de maquilhagem
- ♦ Folha/cartolina preta
- ♦ Fita-cola transparente
- ♦ Superfície lisa e escura com impressões digitais (frasco de cor/tabuleiros/teclado do PC, etc) (Para que a sua superfície contenha impressões digitais de qualidade convém que as mãos não tenham sido lavadas minutos antes uma vez que o sabão pode destruir alguns dos resíduos que queremos encontrar)

Procedimento

Comece por colocar um pouco de pó talco num recipiente largo onde seja fácil passar o pincel.

Calce as luvas para não contaminar a sua “prova”.

Passe o pincel pelo pó talco – mas cuidado para o pincel não ficar com excesso de pó.

Espalhe agora o pó na superfície lisa, com a ajuda do pincel e com cuidado para não fazer muita pressão. (Se necessário, repita este passo para as impressões ficarem cobertas com pó).

De seguida, remova algum excesso de pó soprando ou com a ajuda do próprio pincel.

Cole a fita-cola sobre as possíveis impressões digitais, pressionando ligeiramente para não as danificar.

Retire a fita-cola e volte a colá-la, mas agora sobre a cartolina preta que servirá de contraste para uma melhor observação das impressões.

Resultado

A prova está recolhida, pronta a ser investigada e comparada com as impressões digitais dos possíveis suspeitos!

O que aconteceu

O talco ($Mg_3Si_4O_{10}(OH)_2$), principal componente do pó talco, é um mineral da família dos silicatos e entra também na composição dos chamados “pós brancos” utilizados pelos cientistas forenses para revelar impressões digitais. Este método baseia-se no facto de as partículas destes pós aderirem aos resíduos deixados pelas nossas impressões. Assim, este método é essencialmente utilizado quando as provas são recentes (os compostos que aderem mais facilmente são também os mais voláteis e vão secando). Inicialmente, são os resíduos de água das impressões que contribuem para a adesão do pó, sendo que, à medida que o tempo passa, os pós aderem, principalmente, aos compostos oleosos e gordurosos deixados pelos nossos dedos. Para além dos “pós brancos”, existem também os “pós negros” (à base de carvão), assim como pós de alumínio, pós magnéticos ou pós fluorescentes. A escolha do pó a utilizar depende da natureza da superfí-

cie a investigar, das condições de temperatura e humidade do local, assim como do próprio investigador.

Nota de segurança

Esta experiência utiliza apenas sólidos e líquidos comuns. As crianças deverão sempre ser supervisionadas por um adulto responsável. Os autores e a Universidade de Aveiro não assumem qualquer responsabilidade por danos ou prejuízos sofridos em resultado das experiências descritas.

QdC@UA

As aplicações da química analítica estão, naturalmente, muito para além da investigação criminal. No Departamento de Química da Universidade de Aveiro, a investigação analítica tem um campo de aplicações vasto, mas vale a pena salientar o desenvolvimento de ferramentas analíticas que contribuem para uma maior segurança alimentar e para a proteção da saúde humana e animal. Um exemplo é o projeto “FOODCHAIN” que estuda os mecanismos de transferência de elementos potencialmente tóxicos entre o solo e as plantas, de forma a permitir uma avaliação mais eficaz do risco em áreas agrícolas. Este estudo permitiu já a definição de alguns limites críticos de contaminação de metais para solos agrícolas em Portugal.

Contacto

Prof. Eduarda Pereira
Departamento de Química / CESAM
Universidade de Aveiro

A Química do FOGO



Conhecer a química das coisas é o primeiro passo para entender e poder agir sobre o mundo que nos rodeia. Para o demonstrar, hoje vamos falar do fogo!

O fogo, ou melhor, a combustão, é na verdade uma reacção química de oxidação-redução com grande libertação de energia. E saber isto é importante porquê? Desde logo, para combater um incêndio! Como em qualquer outra reacção química, o fogo só existe na presença dos respectivos reagentes, que neste caso são o combustível (matérias inflamáveis) e o comburente (que é normalmente o oxigénio do ar). E, como em muitas outras reacções químicas o fogo só ocorre se os reagentes estiverem a uma temperatura elevada. Deste modo, o fogo deflagra



Fig. 21.1 O fogo é uma reacção de oxidação-redução.

quando um material combustível é aquecido até à sua temperatura de ignição na presença de um comburente.

Após iniciada a reacção de combustão esta gera o calor necessário para aquecer mais material combustível e o incêndio alastra. No entanto, basta remover um destes componentes essenciais – combustível, comburente ou fonte de calor – e a reacção química de combustão cessa. Ou seja, o fogo apaga-se. Mas porque é que a água é tão eficaz a combater o fogo? Porque diminui a temperatura do combustível e, deste modo, pára a reacção.

Outra forma de combater o fogo é privá-lo de um dos reagentes. Por exemplo: os chamados extintores de pó químico espalham uma camada de pó sobre os materiais, impedindo o oxigénio de alimentar o fogo. Já os comuns extintores de dióxido de carbono produzem um nevoeiro deste gás com o mesmo objectivo: afastar o oxigénio. Quando é possível, retira-se o outro reagente ou seja, o combustível. Nos incêndios florestais, isto pode ser feito com um contrafogo ou abrindo um aceiro, que é basicamente uma faixa de terreno sem vegetação. Alguns dos exemplos do uso da química no combate aos fogos requerem conhecimentos de

química mais aprofundados. É o caso dos extintores de gás “halon” e seus similares mais ecológicos — como o heptafluoropropano. São compostos com um efeito extintor muito eficaz, porque interferem directamente nas reacções químicas de combustão, inibindo-as.

A diversidade dos materiais combustíveis que nos rodeiam tem contribuído para aumentar a complexidade do combate aos incêndios. Mas, sendo o fogo uma reacção química podemos contar com os desenvolvimentos da química para melhor o compreender e controlar!

Para saber mais

A história da evolução da humanidade confunde-se com a história do fogo. Quando o homem primitivo aprendeu a fazer fogo deu um passo de gigante para o desenvolvimento da civilização.

Inicialmente utilizado para aquecimento e para afastar as presas e as trevas – o fogo era fonte de luz e calor – o fogo permitiu também ao homem começar a cozinhar e a conservar os seus alimentos. Com o domínio do fogo, o homem teve a possibilidade de transformar os diversos materiais que a natureza lhe oferecia, criando novos objetos, por exemplo através do cozimento da argila ou da fusão dos metais.

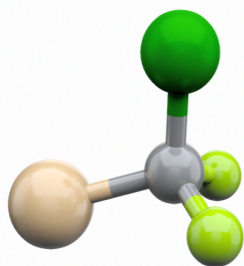


Fig. 21.2 Estrutura do bromoclorodifluormetano (ver programa). O bromoclorodifluormetano é também designado por halon1211.

O fogo destrói, transforma, permite que os corpos se dilatam, se evaporem, se fundam e por isso os químicos sempre olharam com fascínio para o fogo. Na Grécia antiga e durante muito tempo, o fogo foi considerado como sendo um dos quatro elementos que formavam toda a matéria (os outros três eram a água, a terra e o ar; hoje admitimos que toda a matéria é constituída por átomos). Apenas no século XVIII, com os estudos de Antoine Lavoisier sobre a conservação da massa e a descoberta do oxigénio, a ciência do fogo e das reações de combustão começa a ser compreendida. O homem dá assim um novo passo de gigante com o desenvolvimento da máquina a vapor, a revolução industrial e o posterior desenvolvimento a ela associada.

No entanto, a ligação entre o homem e o fogo não é só feita de histórias felizes. Os fogos florestais são a prova de que, apesar de todos estes anos, o homem ainda não domina verdadeiramente o fogo, o que constitui um desafio para a ciência.

Para se extinguir um incêndio é necessário eliminar um dos três componentes essenciais que formam o fogo – o combustível, o comburente e a fonte de calor (o chamado triângulo do fogo). A estes três

elementos junta-se o facto de que, quando a reação de combustão se inicia, de imediato se formam produtos secundários que alimentam o fogo através de reações em cadeia. Estes quatro elementos constituem o tetraedro do fogo.

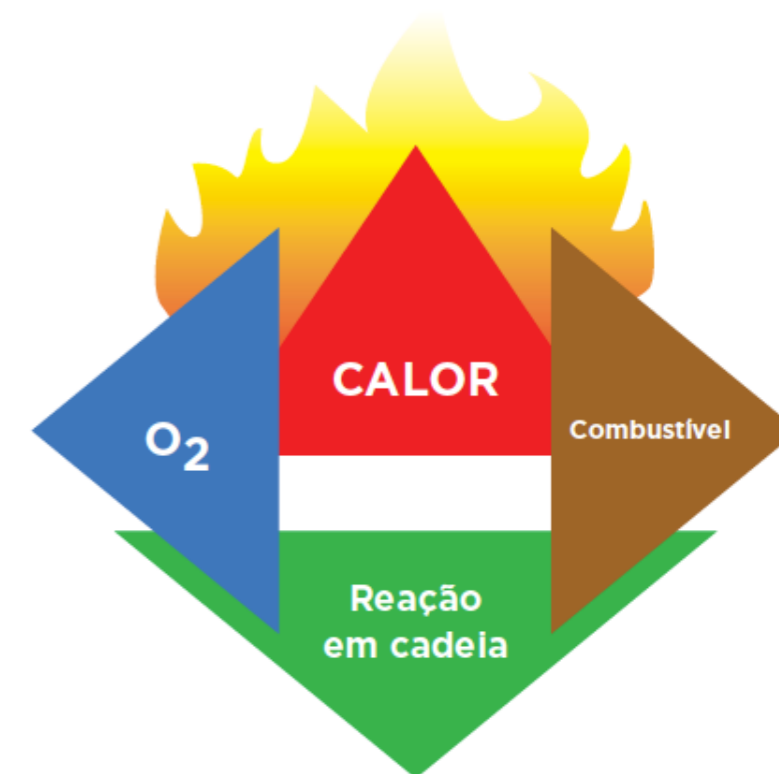


Fig. 21.3 O tetraedro do fogo representa os elementos necessários para que um fogo se inicie.

Os extintores de gás “halon” (“halon” é o nome genérico dado aos produtos extintores constituídos por hidrocarbonetos

halogenados, ou seja, compostos de carbono, hidrogênio e halogêneos) são os mais conhecidos por inibirem o fenômeno da reação em cadeia, devido à presença de elementos como cloro, bromo ou fluor (estes elementos fazem parte do grupo dos halogêneos da tabela periódica). Durante muito tempo a ação extintora destes compostos não era de todo compreendida. Atualmente considera-se que os elementos halogenados absorvem calor e reagem com os produtos intermediários da reação em cadeia formando gases incombustíveis. Curiosamente, o tetracloreto de carbono, CCl_4 , considerado o primeiro gás “halon” a ser utilizado no combate a incêndios, em 1908, surge primeiro que os extintores de água. No entanto, o tetracloreto de carbono, assim como outros derivados “halon” desenvolvidos posteriormente, podem ser tóxicos e quando libertados para a atmosfera reagem com o ozono da camada de ozono, razão pela qual a sua aplicação foi proibida pelo protocolo de Montreal.

Mas a química procura sempre soluções para os seus problemas e existem já outras soluções ecológicas com as mesmas vantagens do gás “halon” (altamente eficiente; não condutor de corrente elétrica e não provoca estragos após a sua utiliza-

ção). Os agentes substitutos mais utilizados são os derivados de flúor (como o heptafluoropropano ou o trifluormetano) que se considera ser o único elemento da família dos halogêneos inofensivo para a camada de ozono.

Fig. 21.4 As diferentes classes de incêndio.



Curiosidade

A água não apaga todos os fogos, podendo mesmo “inflamar” alguns, como acontece com os óleos de fritura e gorduras da cozinha. Por esta razão, não deve nunca utilizar água para apagar as chamas de uma frigideira com gordura, uma vez que o resultado poderá ser uma projeção do óleo em forma de bola de fogo ou explosão. Isto acontece uma vez que a água é mais densa que o óleo e por isso mergulha para o fundo da frigideira onde instantaneamente passa para a forma gasosa (vapor de água). A força explosiva do vapor expande o óleo que é assim projetado podendo mesmo alastrar o incêndio.

Dadas as características específicas destes óleos – podem sofrer autoignição, ou seja, não necessitam de um agente externo, como uma chama ou faísca, para que entrem em combustão, sendo suficiente apenas calor –, assim como os locais onde são normalmente utilizados (cozinhas domésticas e industriais), foi recentemente adotada uma nova classe de incêndios somente para estes compostos, a classe E.

Investigação nesta área levou também ao desenvolvimento de novos agentes mais eficazes para combater este tipo de incêndios. Assim, extintores de pó químico humedecido (à base de soluções aquosas de acetato de potássio ou carbonato de potássio) têm demonstrado ser mais eficientes que os comuns extintores de pó químico seco. No entanto, se não tiver nenhum destes na sua cozinha, pode utilizar o método de abafamento, ou seja, colocar uma tampa ou um pano húmido (não sintético) sobre a frigideira, impedindo desta forma que o oxigénio do ar continue a alimentar o fogo!

Faça em Casa

Uma substância inflamável é aquela que arde com facilidade, como por exemplo a gasolina, sendo identificada por um símbolo com uma chama, uma vez que este tipo de substâncias facilmente pode provocar fogo na presença de uma fonte de calor. Provavelmente reconhece este símbolo do frasco de álcool da farmácia lá de casa. Passando agora para a despensa, se pegar numa embalagem de farinha de trigo ou de amido de milho (“maizena”, espiga, etc), não irá certamente encontrar este símbolo. No entanto, o que propomos que faça em casa é que verifique como o

amido de milho pode ser facilmente inflamável e avivar qualquer chama!

Material

- ♦ 1 vela pequena
- ♦ Fósforos
- ♦ 1 Prato
- ♦ 1 infusor de chá ou coador
- ♦ 2 colheres de chá de amido de milho

Procedimento

- (1) Coloque uma colher de chá de amido de milho num prato.
- (2) Aproxime um fósforo aceso do amido e verifique o que acontece.
- (3) De seguida, acenda uma vela pequena num local arejado (de preferência no exterior).
- (4) Posicione o infusor por cima da vela – no mínimo a uma altura de 10cm acima da vela.

(5) Coloque a outra colher de chá de amido no infusor ou coador e peneire bem por cima da chama da vela.

Resultado

Uma chama viva de amido de milho!

O que aconteceu

O amido – um polímero (ou macromolécula) de origem natural – resulta da ligação de pequenas moléculas de glucose (ver também “Química do pão”) e encontra-se presente na maior parte dos cereais (assim, na falta de amido de milho, poderá utilizar farinha de trigo e realizar a experiência). A glucose é um açúcar simples, ou hidrato de carbono, e é o principal combustível das células. É nas células que tem lugar a reação de combustão mais importante para o ser humano – a respiração celular (não se assuste, esta é uma reação de combustão que ocorre sem chama, sendo designada de combustão lenta!) – na qual o oxigénio e a glucose reagem para libertar a energia que precisamos para as atividades do dia-a-dia.

Apesar de termos considerado a glucose um combustível, a verdade é que quando

colocamos o fósforo junto ao aglomerado de amido ele não começou a arder. Isto acontece uma vez que, para ocorrer uma combustão, é necessário que haja uma boa mistura entre combustível e comburente. Desta forma, os materiais finamente divididos entram em combustão mais rapidamente, uma vez que maior será a superfície exposta ao oxigénio/comburente e por isso o amido peneirado avivou a chama da vela. Assim, padarias e armazéns de poeiras e grãos devem ter especiais cuidados no manuseamento das cargas e arejamento dos locais, uma vez que uma simples faísca pode provocar uma explosão! No entanto, quando a concentração das partículas é pequena, como as utilizadas nesta atividade, não existe perigo de fogo.

Nota de segurança

Esta experiência utiliza apenas sólidos e líquidos comuns. É aconselhável sua realização no exterior. As crianças deverão sempre ser supervisionadas por um adulto responsável. Os autores e a Universidade de Aveiro não assumem qualquer responsabilidade por danos ou prejuízos sofridos em resultado das experiências descritas.



Fig. 21.5 O álcool é uma substância inflamável. Nos rótulos dos frascos, essa informação é dada através do símbolo com uma chama.

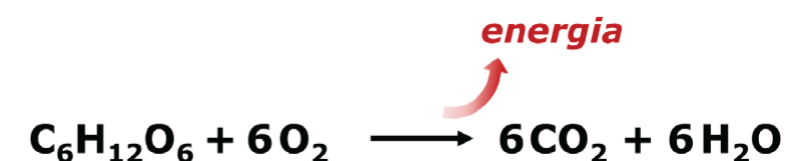


Fig. 21.6 Equação da respiração celular. Numa equação química são utilizados símbolos químicos para mostrar os compostos que se gastam (reagentes) e os compostos que se formam (produtos de reação). Uma equação mostra também a proporção de reagentes e produtos, ou seja, neste caso, uma molécula de glucose (C₆H₁₂O₆) reage com seis moléculas de oxigénio (O₂) dando origem a seis moléculas de dióxido de carbono (CO₂) e seis moléculas de água (H₂O).

QdC@UA

O estudo dos mecanismos de reações químicas - que permite desenhar processos de síntese mais eficazes e mais ecológicos - é um dos objetivos do grupo de investigação em Química Orgânica do Departamento de Química da Universidade de Aveiro. O sucesso mais recente deste grupo de investigação está relacionado com o processo de transmissão da energia necessária às reações.

Este novo processo permite substituir os métodos convencionais para aquecer a mistura de reagentes, que são baseados no tradicional “banho-maria”. O novo reator utiliza a passagem de corrente elétrica na mistura de reagentes, que funciona como uma resistência elétrica, e por esse motivo é designado por “reator óhmico”. Toda a energia elétrica é aplicada diretamente no meio

reacional [interior do reator], e convertida em energia térmica, de forma rápida e uniforme – e, sobretudo, sem perdas, pois não há necessidade de transmitir o calor do exterior para o interior. Este reator, projetado a pensar nas indústrias que preparam compostos químicos (incluindo indústrias farmacêuticas e agroquímicas), poderá permitir uma importante poupança de energia no processo de fabrico.

Contacto

Prof. Artur Silva
Departamento de Química / QOPNA
Universidade de Aveiro

A Química das CORES DE OUTONO



Há cores, que associamos naturalmente às estações do ano: as cores das flores na Primavera, o castanho no Inverno, o azul do céu ao Verão... mas hoje vamos falar da química das cores do Outono.

No Outono, as folhas das árvores abandonam o verde, e brindam-nos com uma paleta de amarelos e castanhos, a que se juntam tons laranja, vermelho e roxo. E a química explica porquê!

A cor verde das folhas deve-se ao pigmento clorofila. As moléculas de clorofila absorvem a luz do sol na região do vermelho e do azul, e portanto a luz refletida pelas folhas tem falta de vermelho e de azul e vemos-a como verde.

A clorofila não é uma molécula estável e tem de ser continuamente sintetizada pelas plantas, o que exige sol e calor. Com a chegada do Outono, chegam os dias de frio e pouca luz. Nas plantas de folha caduca, a produção de clorofila pára e o tom verde desvanece-se, permitindo assim que se vejam outros pigmentos também presentes nas folhas. Um destes pigmentos é caroteno, que absorve luz na região do azul e o azul-verde, refletindo a luz como amarela.

Os pigmentos de caroteno são bastante mais estáveis que a clorofila e quando

esta começa a desaparecer das folhas, são os carotenos que lhes dão a coloração amarela dourada. No terceiro grupo de pigmentos presentes nas folhas estão as antocianinas, que absorvem a luz desde o azul até ao verde vivo. Assim, a luz refletida pelas folhas que contêm antocianinas aparecem avermelhadas

As antocianinas resultam de uma reacção com os açúcares presentes nas células vegetais. A acumulação progressiva de açúcar leva à síntese de antocianinas no final do verão, criando assim os tons avermelhados das folhas de outono. As antocianinas são também responsáveis pela cor das rosas, das uvas pretas e dos chamados frutos vermelhos.

De facto, a paleta de cores do Outono é muito dependente do estado do tempo. As baixas temperaturas e a luz do sol destroem a clorofila, ao mesmo tempo que promovem a formação de antocianinas, a qual depende também da concentração de açúcares nas folhas – que aumenta com o tempo seco. Assim, as cores mais brilhantes de Outono são obtidas com dias secos e ensolarados, seguidos de noites frias.

A beleza do Outono é também a beleza da química!

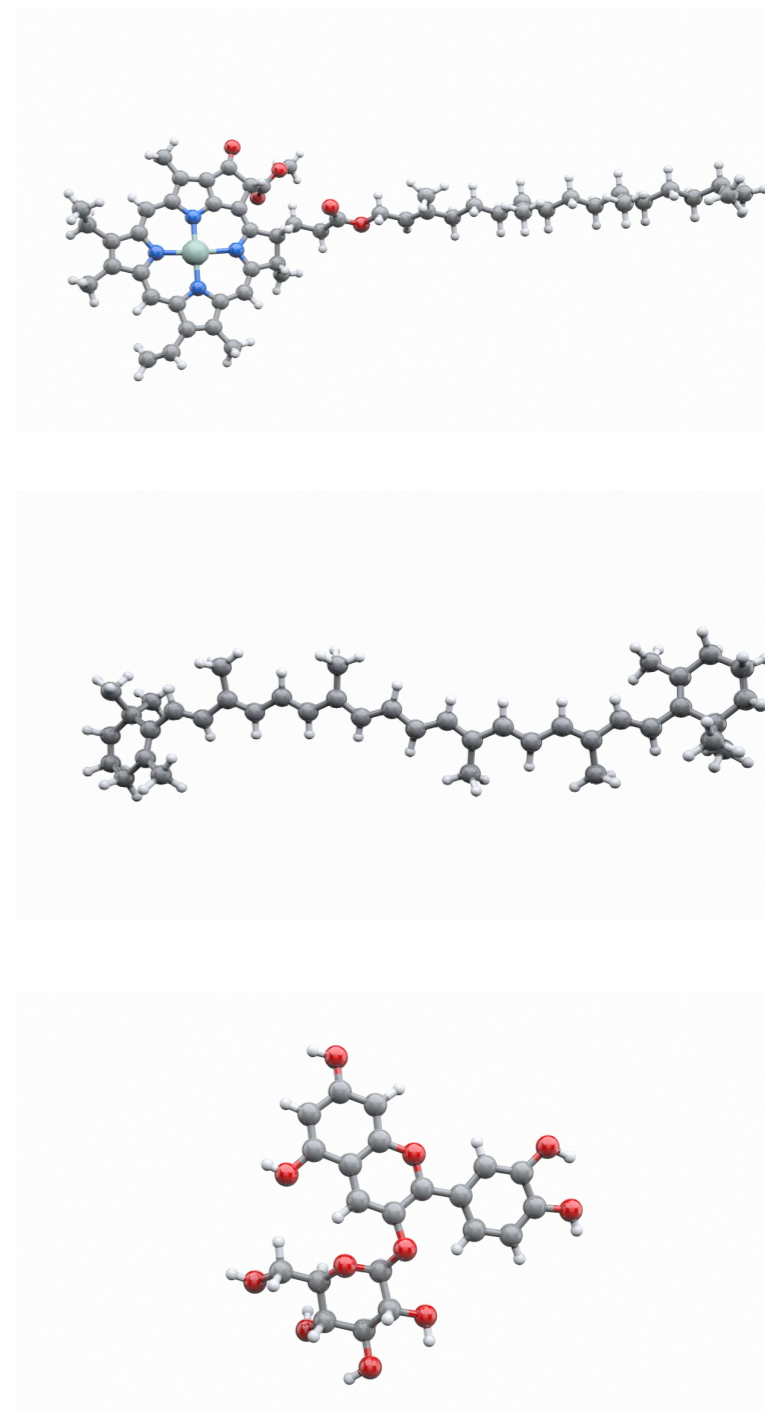


Fig. 22.1 Pigmentos responsáveis pelas principais cores de outono: de cima para baixo, clorofila (verde), caroteno (amarelo dourado) e antocianina (vermelho).

Para saber mais

Um mundo a preto e branco seria certamente menos interessante. As cores constituem um fenômeno fascinante que impressiona os nossos sentidos. Não por acaso, uma das afirmações mais famosas do astronauta Yuri Gagarin – o primeiro ser humano a ver a terra do espaço – foi “A Terra é azul”. O Homem pode mesmo considerar-se um feliz por ter o privilégio da percepção das cores, uma sorte que partilha com um grupo restrito de outros animais.

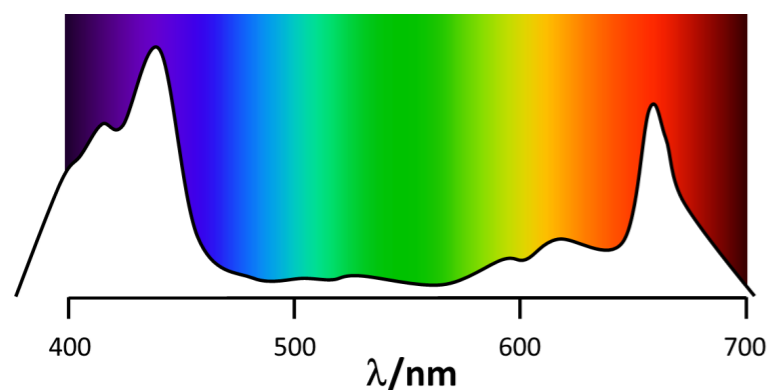


Fig. 22.2 Espectro de absorção da clorofila: a clorofila absorve a radiação visível principalmente nas regiões do azul e do vermelho, sendo por isso um pigmento verde.

A cor é um fenômeno complexo que só há relativamente pouco tempo foi compreendido e cuja explicação engloba diversas ciências. Do ponto de vista físico-

químico, a cor resulta da interação da radiação eletromagnética com a matéria. Para os químicos, essa interação ocorre com os átomos e as moléculas que constituem os diferentes materiais (ver também “Química do fogo de artifício”). A radiação eletromagnética inclui um conjunto de radiações – algumas bem conhecidas do nosso dia-a-dia como as microondas ou as ondas rádio. No entanto, apenas uma pequena parte desse conjunto é perceptível pelos nossos olhos – a radiação visível, à qual correspondem as diferentes cores, do violeta ao vermelho e cuja mistura constitui a luz branca.

O olho humano possui na retina uma espécie de sensores da luz visível – os bastonetes e os cones. Os primeiros detetam a intensidade luminosa e são responsáveis pela visão noturna. Aos cones devemos a visão colorida, mas estas células são apenas sensíveis à luz nas zonas do vermelho, do verde e do azul, que são assim as chamadas “cores primárias”. As restantes cores resultam do trabalho do cérebro, que determina a cor analisando a combinação dos diferentes sinais enviados pelos cones através do nervo ótico.

A cor está assim relacionada com as radiações que incidem nos nossos olhos, provenientes de um determinado material. Através de um olhar químico podemos concluir que as radiações que chegam até nós são aquelas que são “rejeitadas” por um composto químico. Por exemplo, a cor verde das folhas resulta da absorção, por parte da clorofila, da radiação nas regiões do vermelho e do azul. A restante radiação é refletida e, na ausência do vermelho e do azul, assume aos nossos olhos a cor verde.

No caso específico das folhas das árvores, a enorme variedade cromática é obtida com recurso a um número relativamente reduzido de compostos: a clorofila, os carotenos e as antocianinas. Na interação da radiação com a matéria está assim o segredo químico da cor que é praticamente desvendado com as tonalidades do Outono.

Curiosidade

A conversão da radiação eletromagnética em sinais neurais ocorre nos cerca de 126 milhões de fotorreceptores – cones e bastonetes. Quando a luz atinge estas células é absorvida por moléculas de rodopsina, uma proteína existente na retina. A etapa seguinte envolve um conjunto complexo de reações cujo resultado final se traduz no envio de um impulso nervoso ao cérebro. Durante este processo, a rodopsina vai sendo consumida, razão pela qual necessita de ser reposta. E para isso é necessário que a nossa alimentação inclua beta-carotenos. Este pigmento (que é responsável pela cor alaranjada da cenoura), é um precursor da vitamina A, o que significa que no nosso organismo se transforma nesta vitamina, a qual é fundamental para a regeneração da rodopsina. Assim, pode ainda não estar provado que “a cenoura faz os olhos bonitos”, mas a química explica que os torna mais saudáveis e que nos ajuda a ver melhor.

Faça em Casa

O que propomos que faça em casa é a separação e identificação dos diversos pigmentos aqui referidos como responsáveis pela cor das folhas. Para isso, irá utilizar uma das técnicas analíticas mais comuns nos laboratórios de todo o mundo: a cromatografia.

O sucesso da cromatografia enquanto método de análise deve-se à facilidade com que pode ser utilizada, por exemplo, para a quantificação e identificação de compostos, por comparação com padrões previamente existentes (muito comum na realização de testes anti-doping, uma vez que é possível revelar a presença de substâncias em quantidades muito, muito pequenas). Esta técnica é também muito útil para a purificação de produtos, separando-se as substâncias indesejáveis (fundamental na indústria farmacêutica) ou pode ser simplesmente utilizada para a separação dos componentes de uma mistura, tal como propomos hoje. Aliás, foi exatamente com o objetivo de separar os componentes dos extratos das folhas que, em 1906, o botânico russo Mikhail Semenovitch Tswett, considerado o pai da cromatografia, desenvolveu esta técnica. Nos seus resultados, obteve bandas coloridas e por essa razão terá surgido o

termo cromatografia, que deriva das palavras gregas *chroma* (cor) e *graphie* (escrita).

Para descobrir as cores que os pigmentos das folhas escondem, terá que pôr mãos-à-obra e começar por recolher folhas! Quanto mais coloridas, maior será a paleta de cores a revelar.



Fig. 22.3 As antocianinas são os pigmentos responsáveis pela cor das rosas, uvas pretas e diversos frutos silvestres.

Material

- ♦ 2 ou 3 Folhas
- ♦ Álcool
- ♦ Água quente
- ♦ Frasco pequeno com tampa
- ♦ Copos de plástico
- ♦ Filtros de papel de café
- ♦ 1 Lápis
- ♦ Fita cola

Procedimento

- (1) Comece por cortar em pedaços muito pequenos as folhas recolhidas colocando-as num frasco com tampa (pode também utilizar uma taça e tampa com película transparente de cozinha). Se tiver um almofariz em casa pode mesmo esmagá-las.
- (2) De seguida, adicione ao frasco álcool até cobrir as folhas.
- (3) Tape o frasco e coloque o mesmo numa taça grande com um fundo de água quente (fazer uma espécie de “banho-maria”). Deixe o frasco em “banho-maria” até que o álcool adquira uma tonalidade escura (no mínimo, 30 min).
- (4) De seguida, corte uma tira do papel de filtro com uma largura de cerca de 3cm e uma altura ligeiramente superior à do copo de papel.
- (5) Quando o álcool já tiver adquirido a tonalidade das folhas, deite parte do líquido num copo de plástico até fazer uma altura de cerca de 1 cm.
- (6) Prepare a câmara cromatográfica (ver “Química das tatuagens”). Para isso, prenda a tira de papel de filtro ao lá-

pis com a fita-cola. Coloque a tira de papel no copo, de modo a que uma das extremidades esteja mergulhada no álcool (sem encostar às paredes do copo).

- (7) A cromatografia está terminada quando o álcool percorrer toda a tira de papel (entre 30 a 90 min).
- (8) Retire o papel de filtro (tecnicamente é agora um cromatograma!) do copo e deixe-o secar.

Resultado

A identidade dos pigmentos escondidos nas cores de Outono é revelada!

O que aconteceu

A cromatografia é um método de separação que se baseia nas diferentes velocidades dos componentes de uma mistura quando arrastados por uma fase móvel (que pode ser líquida ou gasosa), através de uma fase fixa estacionária. É assim uma espécie de corrida de moléculas, em que ganha aquela que tiver uma maior afinidade com a fase móvel (ou que ficar menos “presa” à parte fixa).

No caso concreto da cromatografia que realizamos, o papel de filtro (ou celulose, uma vez que a base química do papel é este polímero de origem vegetal) é a fase estacionária e o álcool constitui a fase móvel ou solvente. Quando colocamos o papel de filtro em contacto com o álcool, este último rapidamente começa a “subir” o papel – através de um fenómeno físico designado por capilaridade – e, nessa subida, arrasta consigo os diferentes pigmentos que compõem as folhas.

Dependendo das cores das folhas utilizadas (mais verdes ou mais amareladas/avermelhadas) poderá identificar no cromatograma pelo menos 3 cores distintas, cada uma delas revelando a identidade de um pigmento.

O pigmento vencedor (ou seja, aquele que é mais arrastado pela fase móvel) pertence ao grupo dos carotenos. Em segundo lugar surge a clorofila-a e, por fim, a clorofila-b. Para perceber o resultado da “corrida” é necessário um olhar mais atento sobre a estrutura química destas moléculas.

Existem na natureza quatro tipos de clorofila: a clorofila-a, a clorofila-b, a clorofila-c e a clorofila-d. Destas, apenas a clorofila-a e a clorofila-b existem nas plantas verdes. Estas clorofilas diferem entre si na sua estrutura química. Na clorofila-a o grupo R corresponde a um conjunto de átomos de fórmula CH_3 por sua vez, na clorofila-b, o grupo R corresponde a um conjunto de átomos CHO . Devido a esta pequena diferença, a clorofila-b apresenta maior afinidade com a fase estacionária, ou seja, com a celulose, que é rica em grupos OH , sendo que estes dois grupos podem formar ligações entre si.

Por outro lado, os carotenos caracterizam-se por serem formados por longas cadeias de carbono e hidrogénio que possuem pouca afinidade com os grupos OH da fase estacionária e por isso são os mais arrastados pela fase móvel.

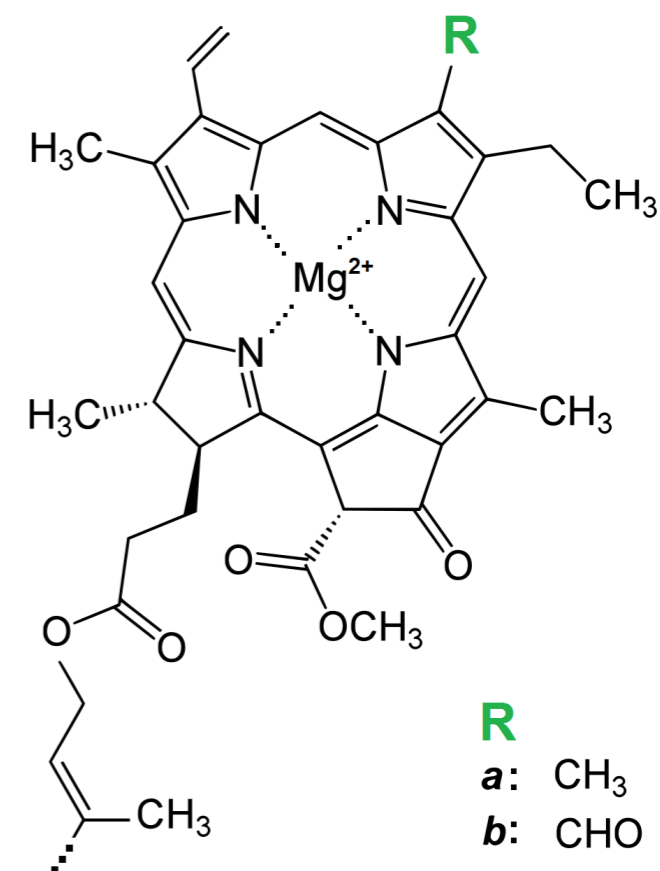


Fig. 22.5 Comparação esquemática entre a estrutura das clorofilas a e b.

Existem ainda outros pigmentos que podem estar escondidos nas folhas como as antocianinas ou as xantofilas. No entanto, é mais difícil estes revelarem a sua identidade através deste método. De qualquer forma, a diversidade de fases móveis e de fases estacionárias fazem da cromatografia uma das técnicas mais versáteis da química, que tanto pode ser realizada em casa, como nos laboratórios

mais sofisticados. Assim, como sugestão, poderá sempre utilizar diferentes solventes (acetona) ou até recolher outras folhas/vegetais (espinafres/couve/beterraba) para tentar descobrir os vários segredos das cores da Natureza!

Para finalizar apenas mais uma curiosidade química.

A clorofila, pigmento responsável pela cor verde, é particularmente sensível ao pH do meio. Em meio ácido, a sua estrutura química é alterada, formando-se um novo composto, a feofitina, que se caracteriza por apresentar um tom mais amarelado. Assim, a variação de pH explica por que razão os legumes verdes, quando cozidos, perdem o tom verde vivo que os caracteriza. Desta forma, um dos truques para manter a cor dos vegetais é cozinhá-los em bastante água para assim diluir os ácidos provenientes das células das plantas e que passam para a água durante a cozedura. Um outro truque consiste em adicionar bicarbonato de sódio à água uma vez que este é um composto com propriedades básicas e por isso neutraliza a acidez da água. No entanto, o bicarbonato reage com as fibras responsáveis pela rigidez dos vegetais ficando estes com uma consistência pouco agradável. Em suma, cozer os ve-

getais em muita água e durante o mínimo tempo possível é a melhor receita para manter os seus vegetais com um aspeto fresco e saboroso.

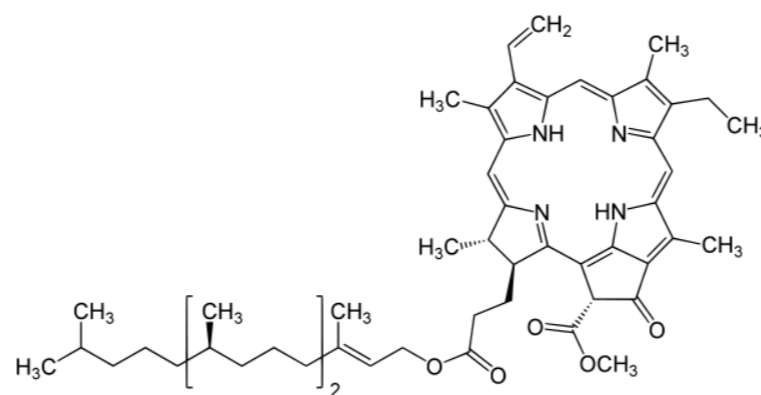


Fig. 22.6 Estrutura da feofitina-a (derivada da clorofila-a). Em meio ácido, o íon magnésio central da clorofila é substituído por íons hidrogénio, dando origem à feofitina, de cor amarelada.

Nota de segurança

Esta experiência utiliza apenas sólidos e líquidos comuns. As crianças deverão sempre ser supervisionadas por um adulto responsável. Os autores e a Universidade de Aveiro não assumem qualquer responsabilidade por danos ou prejuízos sofridos em resultado das experiências descritas.

QdC@UA

A cromatografia teve uma enorme evolução tecnológica desde o processo simples utilizado na experiência “faça em casa”, sendo hoje uma técnica de separação altamente sofisticada com inúmeras aplicações em diversas áreas da investigação científica. A Universidade de Aveiro dispõe de equipamento cromatográfico de elevada qualidade que é utilizado, por exemplo, na investigação bioquímica. A cromatografia permite a separação e posterior identificação dos componentes presentes em meios celulares e em fluidos biológicos, permitindo assim traçar “mapas” dos componentes que caracterizam as actividades metabólicas das células. Esta caracterização é particularmente relevante para detecção dos desvios do metabolismo, ou seja, para diagnóstico de diversos tipos de doenças. Recentemente, a Sociedade Portuguesa de Senologia premiou um estudo da Universidade de Aveiro que tem como principal objetivo a identificação de marcadores de respostas celulares associados à malignidade tumoral. O prémio foi atribuído pela contribuição que o trabalho representa para o avanço no combate ao cancro da mama.

Contactos

Dra. Rosário Domingues
Departamento de Química/QOPNA
Universidade de Aveiro

A Química do PÃO



Hoje vamos falar da química de algo que, além de fazer parte da história da humanidade e de ser um dos mais importantes alimentos da nossa dieta, é delicioso quentinho e com manteiga... adivinhou, é o pão!

Falaremos da composição química dos seus ingredientes e de algumas das reações químicas responsáveis por este alimento tão saudável, versátil e delicioso que é o pão.

Uma receita típica de pão no nosso país leva farinha de trigo, água, fermento e sal.

A farinha de trigo é constituída principalmente por amido, ou seja cadeias de açúcares, e proteínas ou seja, cadeias de aminoácidos.

Começemos por amassar o pão, o que do ponto de vista da química é mais do que apenas misturar farinha e água. Esta mecânica é necessária para que a mistura de proteínas se disponha em camadas que envolvem os grânulos de amido e conferem à massa de pão a sua consistência característica. O sal é adicionado à massa e não apenas por uma questão de sabor. A presença dos íons sódio e cloreto é indispensável para a maior aproximação entre cadeias de proteínas, contribu-

indo assim para a formação de uma massa mais forte e menos pegajosa.

Depois a massa vai a levedar. Durante este período de repouso, o fermento ou levedura, que é um fungo, provoca a decomposição dos açúcares, com libertação do CO_2 . É a formação de bolhas de CO_2 , aprisionadas na rede de glúten, que faz a massa crescer e produz a textura “esburacada” do pão.

Nesta fase há também um conjunto de reações químicas importantes, envolvendo oxidantes naturais da farinha, através das quais as ligações entre cadeias de proteínas se quebram e refazem noutra local, repetidamente, permitindo assim que a massa “estique” sem perder a sua estrutura.

Depois, é só cozer. E, já agora: o aspeto dourado-acastanhado do pão após a cozedura é o resultado da reação de Maillard, assim chamada em homenagem ao químico que descobriu que o calor do forno provoca a reação entre os aminoácidos e os açúcares que dá a cor dourada aos alimentos assados. E quem disse que a química não pode entrar na cozinha?

Fig. 23.1 A receita típica de pão inclui farinha de trigo, água, fermento e sal.



Para saber mais

A história do pão acompanha a história da civilização. Foi no antigo Egito que se desenvolveram as técnicas de cultivo dos cereais e de cozedura do pão que revolucionaram a confeção deste alimento. De tal forma que podemos afirmar que a receita não mudou muito desde há seis mil anos atrás. O segredo desta história de sucesso está em duas personagens: o trigo, com as suas proteínas, e um fungo especial com um nome científico complicado – *Saccharomyces cerevisiae*. Este fungo, que pertence à família das leveduras, é um ser vivo muito simples constituído apenas por uma célula (enquanto nós temos milhões e milhões). A ele se deve o facto de a mistura de água e farinha crescer para formar o pão que comemos, mas é também responsável por outras histórias de sucesso tais como a produção de vinho e da cerveja.

Mas voltemos ao pão: 1g de fermento de padeiro tem aproximadamente 25 biliões de *Saccharomyces cerevisiae*, que estão sempre prontas a atuar. Mas, para que as leveduras desempenhem bem o seu papel, é necessário que existam açúcares disponíveis. A principal fonte de açúcares do pão é o amido da farinha. O ami-

do é uma mistura de duas macromoléculas – a amilose e a amilopectina – que são constituídas por moléculas mais pequenas de açúcar que se ligam entre si – a glucose. Ao misturarmos a água com a farinha estamos a promover a quebra dessas ligações e assim a glucose fica disponível para consumo das leveduras. A própria *Saccharomyces cerevisiae* possui enzimas que a ajudam a quebrar algumas ligações das moléculas de amido (ver figura 23.4). A partir destes açúcares livres as leveduras produzem o dióxido de carbono – dizemos que ocorreu a fermentação – responsável pelo crescimento da massa do pão. Durante este processo é também produzido etanol (álcool etílico), assim como outras substâncias fundamentais para o aroma e sabor do pão. Apesar de ser libertado álcool,

não o vamos consumir no produto final uma vez que, quando a massa vai a cozer, o etanol evapora. Alias, a temperatura é um fator fundamental para o excelente desempenho das leveduras. Como todas as personagens de uma boa história, também a *Saccharomyces cerevisiae* tem manias. Assim, a temperaturas abaixo dos 10°C, fica adormecida e, a temperaturas acima dos 55°C, suspende atividade, razão pela qual não devemos dissolver o fermento em água demasiado quente!

Para terminar esta história falta apenas acrescentar que esta personagem tão importante para o desenvolvimento do pão permaneceu no anonimato até ao século XIX, quando Louis Pasteur provou que a fermentação resultava da ação das leveduras e não da ação divina – como até então muitos acreditavam.



Fig. 23.2 A reação de Maillard explica a cor dourada dos alimentos assados.

Curiosidade

Uma das definições de fermento no dicionário é “massa de farinha que fermentou e se emprega para levedar o pão”. Este foi o primeiro fermento utilizado pelo homem, quase por acaso. O ar contém uma enorme quantidade de micro-organismos, entre os quais as famosas leveduras *Saccharomyces cerevisiae*, que encontram na massa de pão o açúcar necessário para se alimentarem. Assim, se uma mistura de água e farinha for deixada ao ar, ela irá levedar. Esta massa levedada, chamada de “massa velha”, serve de fermento natural para uma próxima fornada. Este processo demora cerca de 4 a 8 horas – dependendo das condições de temperatura e humidade – ou seja, mais do dobro do tempo que o utilizado para fazer levedar pão com fermento de padreiro. Mas, até metade do século XIX, era este o fermento disponível. A descoberta de Louis Pasteur e o avançar da ciência permitiram a industrialização do fabrico do pão graças à comercialização de fermento.

Atualmente são produzidos industrialmente diferentes tipos de fermento – fermento biológico e fermento químico. O primeiro não é mais do que uma cultura de *Saccharomyces cerevisiae*, que é pro-

duzida em laboratório e depois comercializada sob a forma de fermento fresco (utilizado nas padarias) ou fermento granulado. O segundo é o fermento em pó utilizado para fazer bolos, que é um produto químico e nada tem a ver com a nossa levedura. É composto por uma base (bicarbonato de sódio) e por um ácido. Quando o fermento é misturado com um líquido (água ou leite, por exemplo), o ácido e a base reagem, formando-se novos compostos – esta é a magia da química! Um dos produtos formados é o dióxido de carbono que ao ser libertado faz a massa dos bolos crescer.

O que propomos a seguir é que experimente em casa como atuam estes fermentos.

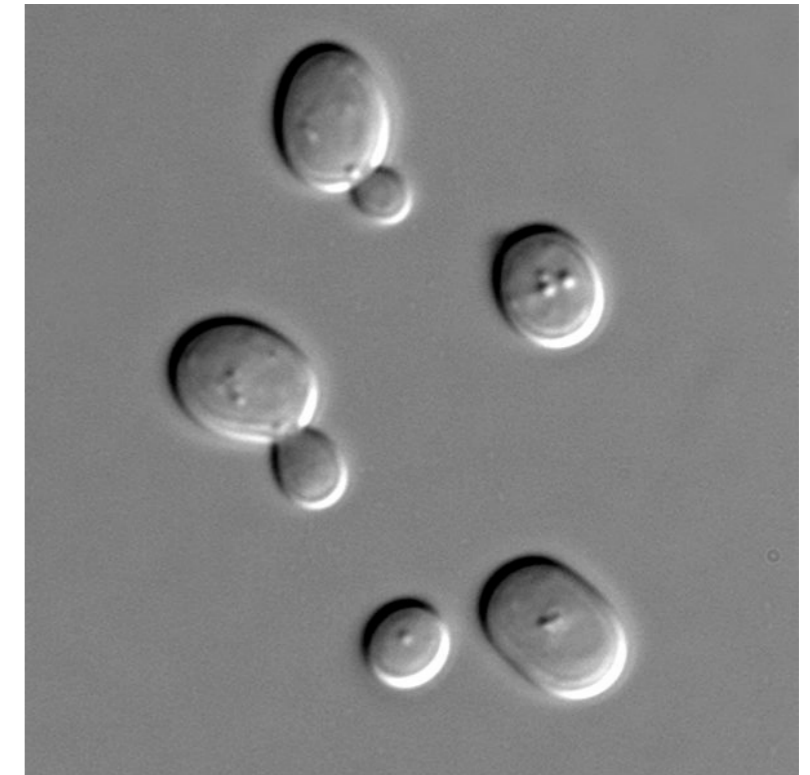
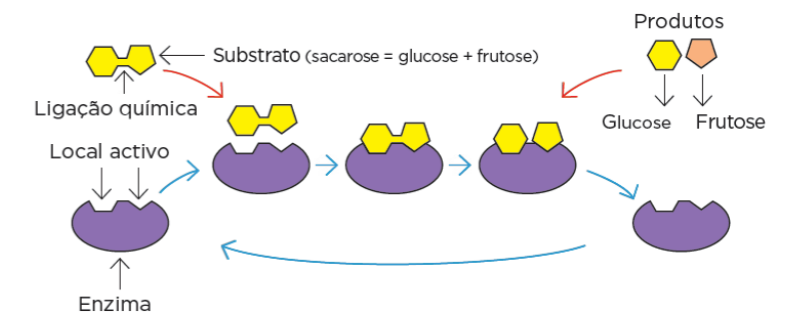


Fig. 23.3 *Saccharomyces cerevisiae* – imagem obtida através de microscopia DIC]. A levedura *Saccharomyces cerevisiae* tem aplicação nas mais diversas indústrias, da panificação, à produção de bebida, de biocombustíveis, além de servir de base em investigação na área de genética e de bioquímica.

Fig. 23.4 As enzimas são proteínas que tornam mais rápidas reações químicas que ocorrem em organismos vivos. A estrutura da proteína consiste numa bolsa – local ativo – onde os reagentes se “encaixam” de forma a promover a reação química, a qual pode ser de quebra de ligações (como no caso das enzimas das leveduras do fermento, que promovem a quebra dos açúcares complexos da farinha) ou de formação de novas ligações.



Faça em Casa

Como funciona o fermento de padeiro ?

Material

- ♦ Fermento de padeiro
- ♦ Água morna
- ♦ 2 colheres de sopa de açúcar

Procedimento

Coloque numa garrafa pequena, de vidro ou plástico, um pedaço de fermento de padeiro e, de seguida, adicione a água morna e o açúcar.

De imediato, prenda um balão ao gargalo da garrafa (se necessário utilize um elástico).

Agite o frasco e verifique o que acontece ao balão.

Como funciona o fermento em pó?

Material

- ♦ Vinagre
- ♦ Bicarbonato de sódio
- ♦ Garrafa pequena
- ♦ Balão

Procedimento

Num copo alto estreito, ou numa garrafa, coloque vinagre até cerca de 1/4 do volume do recipiente.

Coloque 2 colheres de café de bicarbonato de sódio no interior de um balão.

Prenda o balão, com um elástico, ao gargalo do copo.

Levante o balão para que o bicarbonato de sódio caia para dentro do recipiente.

Verifique o que acontece ao balão.

Resultado

Em ambas as experiências o balão encheu sem recorrer ao sopro, apenas à Química!

O que aconteceu?

O gás que enche os balões é o dióxido de carbono, o mesmo que faz o pão crescer. No entanto, a forma como o gás é produzido difere nas duas situações. Com o fermento de padeiro são as leveduras que, ao alimentarem-se do açúcar que adicionamos à garrafa, libertam o dióxido de carbono. No segundo caso, é o ácido do vinagre, chamado ácido acético, que reage com o bicarbonato de sódio, formando o dióxido de carbono que fica preso na garrafa e enche o balão, tal e qual como acontece com os bolos. Quando adicionamos fermento a um bolo, o fermento começa a reagir e a libertar dióxido de carbono. Por esta razão, o fermento deve ser o último ingrediente a ser adicionado.

Nota de segurança

Esta experiência utiliza apenas sólidos e líquidos comuns. As crianças deverão sempre ser supervisionadas por um adulto responsável. Os autores e a Universidade de Aveiro não assumem qualquer responsabilidade por danos ou prejuízos sofridos em resultado das experiências descritas.

QdC@UA

A levedura *Saccharomyces cerevisiae* é utilizada no fabrico do pão, promovendo a fermentação de uma parte dos açúcares simples do amido. Noutras condições, nomeadamente em anaerobiose (sem oxigénio), a *Saccharomyces cerevisiae* faz fermentação alcoólica dos açúcares que contêm seis átomos de carbono (hexoses), como a glucose e frutose, produzindo cervejas e vinhos. Outras leveduras conseguem fermentar também açúcares que contêm cinco átomos de carbono (pentoses), como a xilose, e produzir o chamado bioetanol, um biocombustível (ver também “Química do álcool”). No Departamento de Química da Universidade de Aveiro investiga-se a produção de bioetanol com a levedura *Scheffersomyces stipitis* partindo de um resíduo da indústria papelreira como fonte de açúcares, o licor da papelreira. Este resíduo é produzido em larga escala e normalmente queimado. Neste momento está a estudar-se a técnica de “selecção dirigida de mutantes”, com o intuito de desenvolver e seleccionar formas mutantes de levedura adaptadas ao licor, para a produção de bioetanol.

Contacto

Dra Ana Xavier
Departamento de Química / CICECO
Universidade de Aveiro

A Química da PASTILHA ELÁSTICA



Anda na boca de toda a gente e vem em todos os tipos de cores e sabores. Hoje falamos de pastilha elástica!

O hábito de mastigar resinas de árvores é bastante antigo e atravessou civilizações, mas a versão comercial da pastilha elástica chegou ao mercado norte-americano apenas em meados do séc. XIX.

A acção muscular de mascar ajuda à concentração, alivia a tensão e relaxa os músculos. Por estas e outras razões, as forças armadas americanas forneceram pastilha elástica aos seus soldados a partir da Primeira Guerra Mundial, contribuindo assim para o grande aumento da sua popularidade. Com o aumento do consumo e a consequente produção em massa, os fabricantes tiveram de procurar novos produtos que substituíssem as resinas naturais e passaram a utilizar “goma base” sintetizada a partir de derivados do petróleo. E qual é exactamente a composição da “goma base”? Bom, este é um segredo bem guardado pelos fabricantes, que adquiriram o direito de não mencionar a composição detalhada dos seus produtos no rótulo. Na lista de ingredientes encontramos adoçantes, aromatizantes, corantes e... “goma base”. Assim, sem mais detalhes!

No entanto, sabemos que os adeptos das pastilhas elásticas mastigam normalmente misturas de polímeros elastómeros, resinas e parafinas, em diferentes combinações. A mistura mais comum inclui polímeros sintéticos – como a borracha de estireno-butadieno, ou o polietileno, com um bocadinho de latex natural!



Fig. 24.1 Anúncio a Chiclets, de 1905.

Mas os produtores de pastilha elástica continuam a procurar melhorar os seus produtos: as grandes companhias mantêm laboratórios de investigação só para procurar receitas que sejam mais agradáveis de mastigar, tenham melhor textura e libertem os sabores durante mais tempo.

E, já agora, que sejam mais fáceis de remover da roupa, dos cabelos, ou do chão!

E a pastilha elástica já não é apenas um tipo de guloseima, uma forma divertida de libertar na boca o açúcar e sabores diversos. É já também um sistema de transporte de outras substâncias químicas: há pastilhas para ajudar a deixar de fumar; pastilhas impregnadas com fosfato de cálcio amorfo para ajudar a manter os dentes saudáveis; pastilhas com cafeína e pastilhas com vitaminas. E quem sabe, num futuro não muito longínquo, as pastilhas elásticas poderão ser usadas como forma de aplicação de medicamentos.

A química a esticar as aplicações da pastilha elástica!

Para saber mais

Chiclete, chicla, pastilha elástica, com ou sem sabor, com ou sem recheio, de morango ou tutti frutti – existem pastilhas para todos os gostos. Aquela que é hoje uma guloseima apreciada por miúdos e graúdos começou por ser utilizada pelos seus efeitos terapêuticos e não pelo seu sabor doce ou com o intuito de fazer bolas gigantes. Do neolítico às civilizações gregas e maias, passando pelos índios americanos, são vários os registos que provam que mastigar resinas vegetais, para curar infeções ou conservar o hálito fresco, era um hábito comum há mais de 5000 anos.

A pastilha elástica moderna resultou da tentativa falhada de um fotógrafo e inventor norte-americano, Thomas Adams, em produzir borracha a partir do chicle – resina obtida da Sapodilla, árvore nativa da América Central e da América do Sul. Após inúmeras tentativas sem sucesso, Thomas teve um “eureka”: aqueceu o chicle, juntou açúcar e aromas e obteve, em 1871, a receita mágica para o seu sucesso – a Adam’s New York Gum, precursora da famosa Chiclets. A receita base dos três ingredientes mantém-se até aos nossos dias, com a diferença que a resina natural teve de ser substituída pela

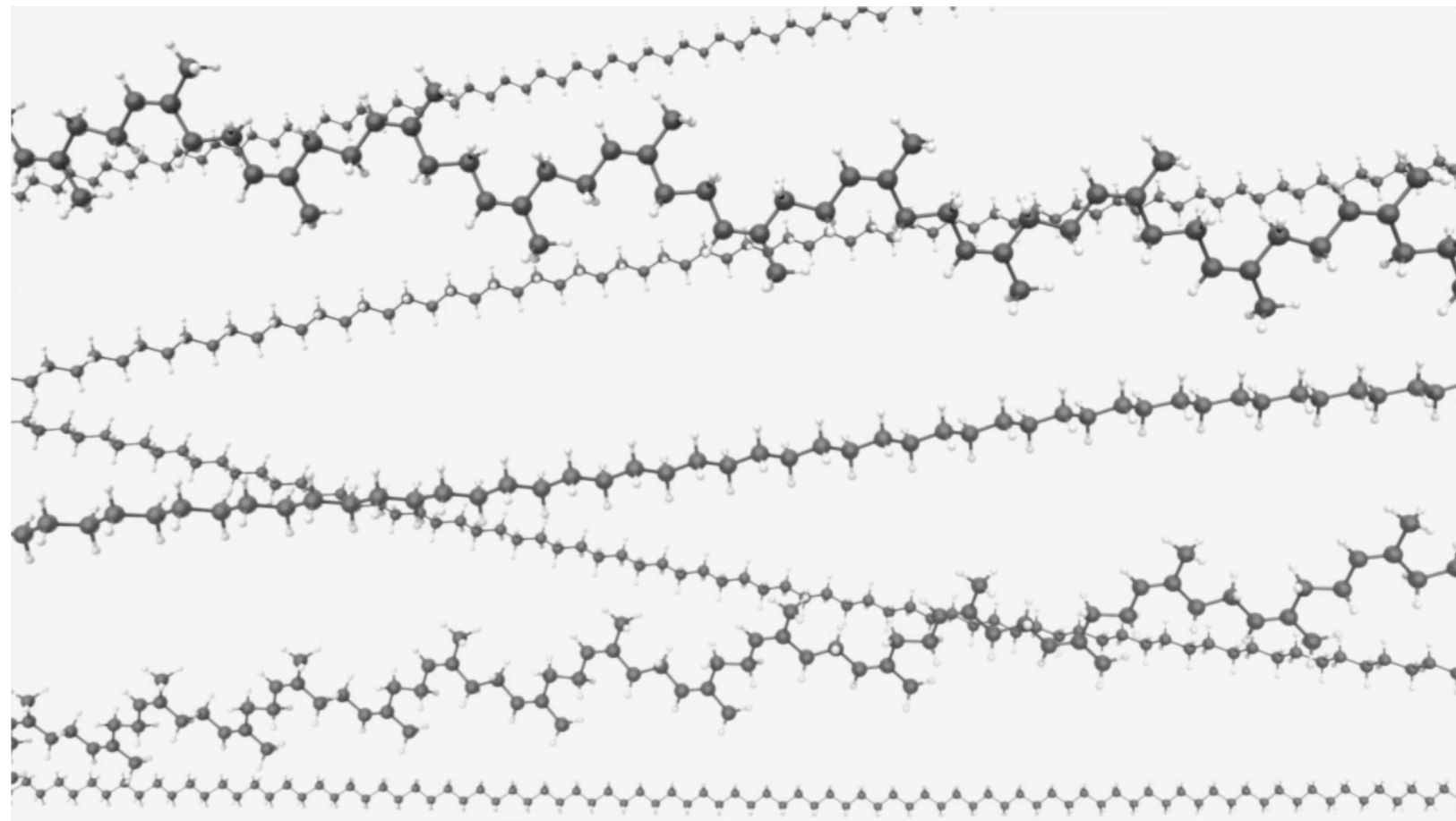


Fig. 24.2 Cadeias de polietileno e de poliisopreno (um dos constituintes do latex natural).

goma base sintética, cuja composição é um segredo quase tão bem guardado como o da Coca-Cola. Assim, para além dos açúcares e dos vários aditivos que ingerimos quando mascamos uma pastilha, estamos também a mastigar uma mistura complexa de polímeros elastómeros – polímeros que, tal como o nome indica, apresentam propriedades elásticas. O principal problema da utilização desta

mistura complexa é que estes polímeros, tal como a maior parte dos polímeros sintéticos (por exemplo, os plásticos,) não são biodegradáveis, pelo que uma pastilha elástica permanece, no mínimo, 5 anos sem se degradar. Acresce a isto o facto de estes polímeros serem insolúveis em água e hidrofóbicos, isto é, não apresentam qualquer afinidade com a água, razão pela qual não vale a pena ten-

tar lavar a chiclete que ficou agarrada ao casaco. Este tem sido, aliás, um grande desafio para os químicos: solucionar o problema ambiental que resulta dos milhões de pastilhas abandonadas diariamente nos passeios de todo o mundo!

Uma empresa inglesa patenteou já um copolímero que pode ser incorporado nas pastilhas e que apresenta uma parte hidrofílica, ou seja, que gosta da água, e uma parte hidrofóbica. Esta última é necessária para manter a elasticidade e para incorporar o novo produto na pastilha (caso contrário ocorria uma separação total como acontece com a água e o azeite, que não se misturam). Ao mastigarmos a pastilha, tal como ocorre nas pastilhas tradicionais, os açúcares e os aromas são libertados e dissolvidos, permanecendo a goma base. Com a adição deste copolímero, parte da goma é também “atacada” pela saliva e, no final, resta apenas uma base inerte de polímero que é muito mais facilmente removível com água e potencialmente biodegradável.

Conclusão: o problema que os químicos criaram tem uma solução, afinal, também ela química.

Curiosidade

Sendo a Química a ciência das soluções, existe uma outra solução para o problema ambiental das pastilhas elásticas e para o qual todos podemos contribuir: o gumdrop.

Pastilha de 1,3 g

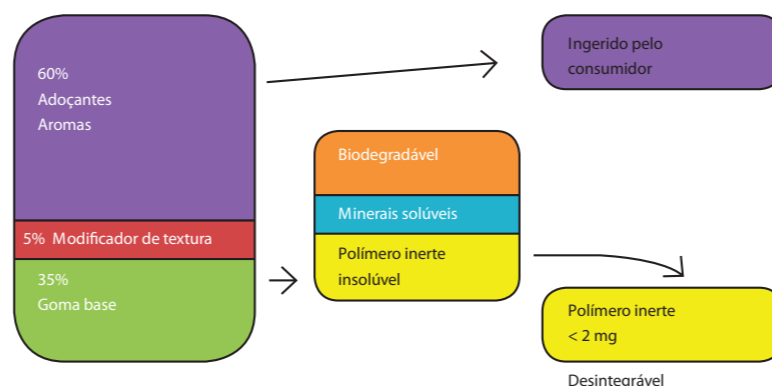


Fig. 24.3 Esquema da composição de uma pastilha “biodegradável” e “desintegrável”.

O gumdrop é uma espécie de “pastilhão”, ou seja, um recipiente próprio para depositar as pastilhas elásticas impedindo assim que o destino final seja o chão. Mas o que torna este recipiente especial é o facto de ele próprio ser feito à base de pastilhas elásticas recicladas, dando assim “uma segunda vida às pastilhas”. O slogan é da própria criadora do conceito, a designer britânica Anna Bullus, que passou mais de quatro meses num laboratório de química até conseguir desenvolver

um polímero à base de pastilhas (a ideia surgiu uma vez que as pastilhas são também feitas de polímeros). Feita a descoberta, foi só batizar o novo polímero – bullus recycled gum polymer (BRGP) – e espalhar os “pastilhões” pelas ruas de Londres. No entanto, as utilizações deste novo polímero não se ficam pelos “gumdrop”, podendo ser utilizado para fabricar, por exemplo, brinquedos ou até mesmo componentes plásticos para carros e telemóveis. A imaginação é o limite para esta criadora e para este novo polímero, por isso, ao deitar uma pastilha elástica num gumdrop, nunca saberemos onde a poderemos voltar a encontrar.



Fig. 24.4 A designer Anna Bullus e o seu “pastilhão”, numa rua de Londres.

Faça em Casa

A “goma base” é, tal como o nome indica, a base de qualquer pastilha elástica e à sua composição se deve a maior ou menor facilidade com que algumas pastilhas fazem bolas (é claro que alguma mestria pessoal faz sempre a diferença). O segredo para fazer as melhores bolas é mastigar até que açúcar e aromas já tenham sido libertados uma vez que, sendo moléculas pequenas – ao contrário dos polímeros que compõem a “goma base” –, fazem diminuir a elasticidade do produto.

O que propomos que faça em casa é um protótipo da goma base (não comestível!) e que teste as suas capacidades de bola elástica. Para isso irá ser necessária uma solução comercial de látex – o mesmo composto que podemos encontrar nas pastilhas.

Material

- ♦ Copo de plástico
- ♦ Solução comercial de látex (poderá encontrar em lojas de artesanato ou em lojas especializadas em maquilhagem de fantasia)
- ♦ Vinagre
- ♦ Palito comprido
- ♦ Luvas descartáveis
- ♦ Toalhas de papel

Observações

É recomendável fazer esta atividade num local arejado, uma vez que tanto o vinagre como a solução de látex podem libertar vapores irritantes.

Procedimento

- (1) Comece por colocar no copo cerca de 20ml da solução de látex (se não tiver com que medir, faça uma marca de 1,4cm num copo de plástico descartável e adicione o líquido até essa mesma altura).

- (2) Adicione agora, lentamente e agitando a mistura, a mesma quantidade de vinagre no copo.
- (3) Misture bem os dois componentes, com a ajuda de um palito comprido ou pau de gelado, até conseguir começar a formar uma bola.
- (4) De seguida, calce as luvas e pegue na bola formada passando-a por água corrente. Enquanto isso, continue a moldar a bola e pressione para libertar qualquer excesso de látex ou de vinagre.
- (5) Seque a bola com a ajuda de uma toalhita de papel absorvente e verifique a sua elasticidade puxando-a ou deixando-a cair.

Resultado

Uma bola saltitona feita com a mesma base que as bolas das pastilhas.

O que aconteceu

O látex natural é um líquido viscoso produzido por algumas plantas e árvores. Deste produto natural é extraído o composto que está na origem da borracha – o isopreno. Estas pequenas moléculas têm tendência a aglutinar-se quando o látex fica exposto ao ar ou sujeito a um meio ácido, formando a borracha natural – um polímero de isopreno.

Nesta atividade transformamos látex em borracha através da ação do vinagre, que tem na sua composição o ácido acético. Este ácido reage com os estabilizantes adicionados ao látex (geralmente soluções de amoníaco com propriedades básicas), neutralizando-os e permitindo que as moléculas de isopreno se juntem formando a borracha (numa reação que em química chamamos de polimerização por adição). Para concluir saiba que a bola de borracha terá estado na origem dos primeiros jogos de bola. Civilizações

como os Maias ou os Incas realizavam já jogos, associados quase sempre a cerimónias religiosas e rituais, nos quais utilizavam uma bola feita de látex misturado com uma seiva, rica em produtos sulfurosos. Desta mistura surgia uma borracha resistente e elástica. Vestígios arqueológicos sugerem que terão sido assim os Olmecas os primeiros a fazerem uso da vulcanização da borracha, cerca de 3300 anos antes da sua descoberta por Charles GoodYear (ver também “Química dos impermeáveis”).

Nota de segurança

Esta experiência utiliza apenas sólidos e líquidos comuns. Realizar em local arejado. As crianças deverão sempre ser supervisionadas por um adulto responsável. Os autores e a Universidade de Aveiro não assumem qualquer responsabilidade por danos ou prejuízos sofridos em resultado das experiências descritas.

A Química das PISCINAS



É tão bom mergulhar numa piscina fresca num dia quente de Verão ou dar umas braçadas vigorosas numa piscina aquecida num gelado dia de Inverno. Mas para que o faça de forma saudável (e segura), é preciso garantir a química correcta nas piscinas.

Existem vários processos químicos associados à qualidade da água das piscinas, mas o mais importante é, sem qualquer dúvida, a desinfeção com compostos de cloro. O “cloro das piscinas” é um desinfetante químico com uma injusta má reputação. Um amigo mal compreendido, muitas vezes ligado ao cheiro desagradável, à irritação da pele e aos olhos vermelhos.

Na verdade, a presença de um desinfetante é essencial uma vez que as piscinas são excelentes meios de cultura de micro-organismos patogénicos. Uma piscina mal desinfectada expõe-nos a diversos perigos originados por vírus, fungos e bactérias. Por exemplo: dermatites, pé-de-atleta, infeções de ouvidos e de pele, doença do Legionário, gastroenterites ... E muitas outras desagradáveis maleitas.

É aqui que entra a química!

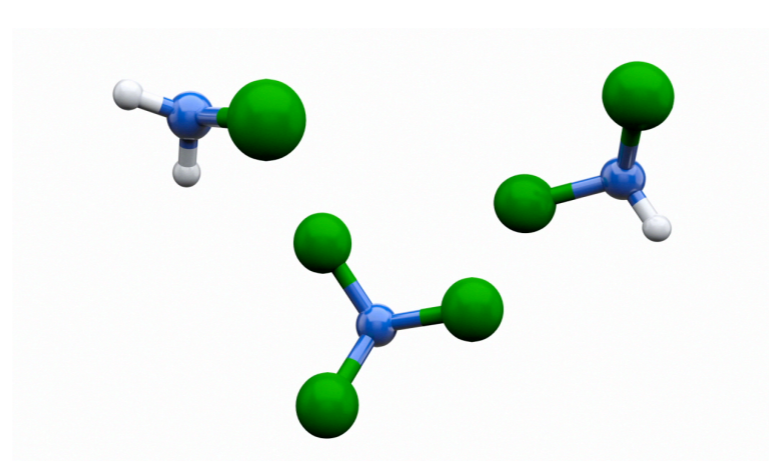


Fig. 25.1 Estrutura das cloroaminas.

Numa piscina correctamente desinfectada a maioria destes micro-organismos patogénicos não sobrevive mais de 30 segundos! Os desinfetantes de piscina mais comuns são o hipoclorito de cálcio e os derivados clorados do ácido isocianúrico. Em contacto com a água, estes desinfetantes formam substâncias altamente agressivas para estes micro-organismos, destruindo-os! E nem é preciso uma grande quantidade de desinfetante: 4 partes por milhão, qualquer coisa como uma colher de chá por mil litros de água!

Não é fácil manter os níveis adequados destas substâncias na água da piscina. Elas são instáveis e degradam-se até por exposição à luz. Mas o que torna tudo pior são mesmo os banhistas!

Os desinfetantes clorados reagem também com as gorduras e proteínas transportadas no corpo dos utilizadores das piscinas. Transpiração, cosméticos, protetores solares, óleos e loções e até células de pele mortas dispersam-se pela água e reagem com os desinfetantes, reduzindo assim a sua concentração e o seu efeito protetor. E se o nível de desinfetantes baixar demasiado, estas reações vão começar a produzir compostos químicos nocivos: as cloroaminas. Estas sim, responsáveis pela irritação dos olhos e da pele

e pelo chamado “cheiro a piscina”. Este desagradável odor (também conhecido por “cheiro a cloro”) é na verdade o cheiro a cloroaminas e indica uma piscina em más condições sanitárias, por falta de cloro!

Da próxima vez que usufruir das delícias de uma piscina assegure-se de um bom nível de cloro e mergulhe com confiança, sabendo que a química o protege!

Para saber mais

Quer seja de verão ou de inverno, por desporto ou por lazer, a natação está a ganhar cada vez mais adeptos e a Química é aqui chamada a “banhos” como forma de garantir o bem-estar de todos os que gostam de usufruir dos benefícios de uma piscina.

No Egito e na Grécia antiga, a natação era já considerada como um desporto fundamental para o bem-estar do corpo. Os romanos difundiram por todo o seu império uma cultura de lazer associada à água impulsionando a construção de termas, banhos públicos e piscinas através de verdadeiras obras de engenharia capazes de fazer inveja aos sistemas atuais de fornecimento de água.

Entretanto, apenas em meados do século XIX as piscinas voltam a ser populares. Nestas, os primeiros sistemas de limpeza eram apenas físicos, consistindo na utilização de filtros para remover as partículas de maiores dimensões, sendo constante a renovação total da água (o que também encarecia a manutenção destas estruturas!).

O primeiro registo de utilização do cloro como desinfetante é de 1897, quando, para combater um surto de febre tifóide

em Kent, no Reino Unido, adicionaram lixívia – uma solução de hipoclorito de sódio (NaClO) – para desinfetar a água. No início do século XX, começou a generalizar-se a utilização do cloro como forma de tornar a água potável, tendo sido esta uma das principais descobertas que contribuiu para o aumento da esperança média de vida!

No entanto, a fama do cloro enquanto desinfetante devia ser partilhada com o ácido hipocloroso (HClO) – este sim, o verdadeiro responsável pela destruição dos micro-organismos presentes na água. Os principais desinfetantes à base de cloro são o hipoclorito de sódio, o hipoclorito de cálcio e os derivados do ácido isocianúrico ($\text{H}_3\text{O}_3\text{C}_3\text{N}_3$). Os derivados do ácido isocianúrico têm a vantagem de estabilizar o cloro e evitar perdas por evaporação ou por decomposição por ação da radiação ultravioleta.

A concentração do ácido hipocloroso é fortemente dependente do pH da água, razão pela qual é necessário um controlo rigoroso deste parâmetro químico, o qual é regulado através da neutralização – processo químico que envolve a adição de substâncias básicas ou ácidas para que o pH se situe dentro dos valores recomendados. Além do mais, águas muito

ácidas ou muito alcalinas podem também estragar o equipamento da piscina, assim como causar irritações na pele e nos olhos.

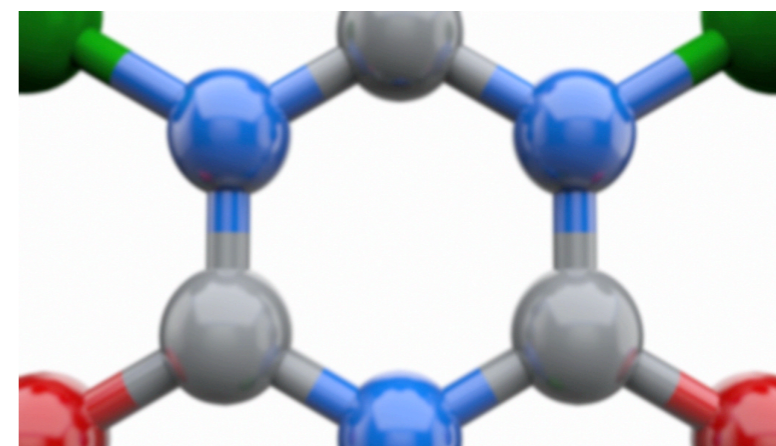


Fig. 25.2 Estrutura do ácido tricloroisocianúrico. Quando reage com a água, este ácido gera ácido hipocloroso, HClO (tal como o hipoclorito de cálcio, $\text{Ca}(\text{ClO})_2$, e o hipoclorito de sódio, NaClO). O ácido hipocloroso é um oxidante forte que destrói os micro-organismos.

Por fim, para ter a água transparente e límpida que nos convida a dar um mergulho, poderá ainda ser necessário adicionar clarificantes, como por exemplo, o sulfato de alumínio e algicidas, como os sais de ferro, que evitam o crescimento de algas.

Enquanto banhista pode também ajudar a Química e contribuir para a qualidade da água, adotando comportamento simples, como por exemplo tomar sempre o duche antes de entrar numa piscina evitando assim levar para dentro de água ainda mais resíduos!

Curiosidade

Quando pensamos em algo muito ácido surge-nos logo à ideia um sumo de limão ou de laranja – sem açúcar! No entanto, o que para uns é ácido para outros pode até ser doce. Nesse sentido, os químicos utilizam uma escala própria para quantificar a acidez de uma determinada solução – a escala de pH.

O pH foi um conceito proposto pelo dinamarquês Søren Peter Lauritz Sørensen, em 1909, quando este era diretor do departamento de Química da empresa cervejeira Carlsberg e se debatia com o desafio de otimizar o processo de produção da cerveja. O termo pH significa, literalmente, potência de hidrogénio (a maior ou menor acidez de uma solução está relacionada com a quantidade de iões hidrogénio presentes) e o seu valor varia geralmente entre 0 e 14. Assim, uma so

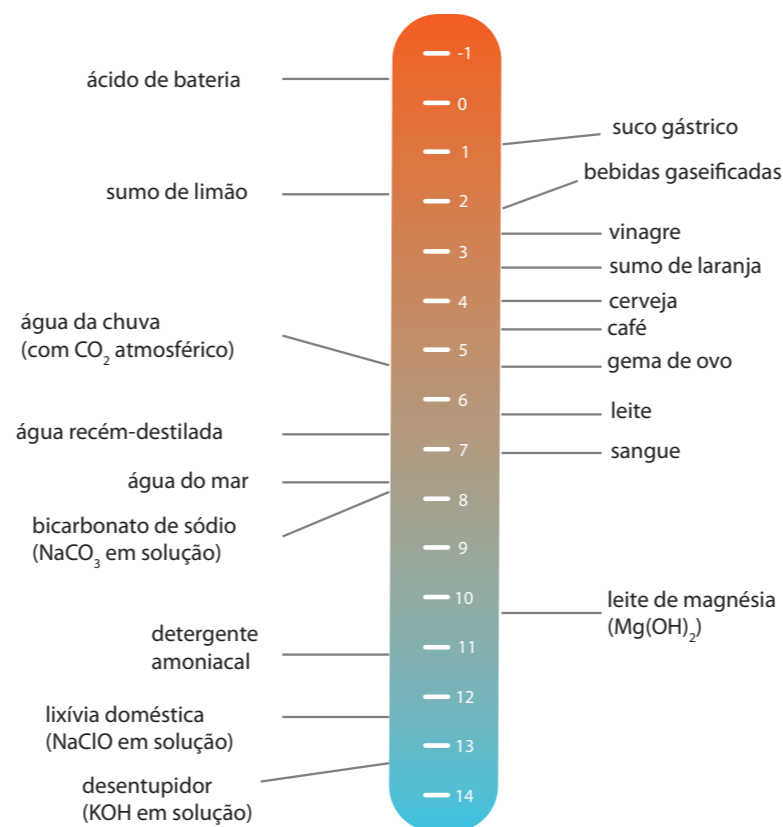


Fig. 25.3 Valores de pH de alguns líquidos comuns.

lução será ácida se registar um pH inferior a 7, neutra para valores de pH iguais a 7, e básica se os valores de pH forem superiores a 7. O sumo de limão, com pH próximo de 3, é mais ácido que o sumo de laranja, que tem pH perto de 4 (a acidez de todos os citrinos deve-se à presença nestes frutos do ácido cítrico, sendo que o limão é o citrino que apresenta uma maior concentração deste ácido). Na escala de pH, esta diferença de uma unidade significa que o sumo de limão é dez vezes mais ácido do que o sumo de laranja, uma vez que a escala de pH é uma escala logarítmica. Assim, por exemplo, uma lixívia com pH igual a 13 é cem vezes mais básica que um detergente amoniacal com pH igual a 11.

A escala de pH permite que a definição de ácido ou de base não dependa de métodos sensoriais, como o olfato ou o paladar (o que seria extremamente perigoso no caso de substâncias corrosivas, como por exemplo o ácido sulfúrico, capazes de provocar queimaduras), e que todos aqueles que diariamente necessitam de lidar com o controlo deste parâmetro possuam uma ferramenta universal para o seu trabalho.

Faça em Casa

O controlo do pH da água das piscinas é fundamental para assegurar uma boa desinfeção das mesmas, assim como para evitar o risco de irritação nos olhos. O pH do líquido do nosso globo ocular é de 7,4, razão pela qual o pH da água deve estar num intervalo próximo deste valor. Desta forma, devem ser realizadas medições regulares deste parâmetro químico para assegurar a qualidade da água para os banhistas.

Para medir o pH da água de uma piscina, técnicos e particulares têm à sua disposição vários kits com soluções, reagentes e aparelhos cientificamente testados. O que propomos que faça em casa é a construção de um desses kits, com fitas de papel de filtro e uma solução de indicador de couve-roxa.

Material

- ♦ Couve roxa
- ♦ Água
- ♦ Limão
- ♦ Bicarbonato de sódio
- ♦ Taça
- ♦ Copos de plástico
- ♦ Filtros de papel de café
- ♦ Coador

Procedimento

- (1) Leve à ebulição cerca de 150ml de água.
- (2) Junte, numa taça, uma folha grande de couveroxa partida em pedaços, e adicione a água, agitando até a água apresentar uma cor escura arroxeada-violeta (entre 10 a 15 min).
- (3) Coe a mistura anterior para um copo de modo a ficar apenas com o líquido. Deixe arrefecer.
- (4) Corte o papel de filtro em tiras e mergulhe as mesmas dentro do copo

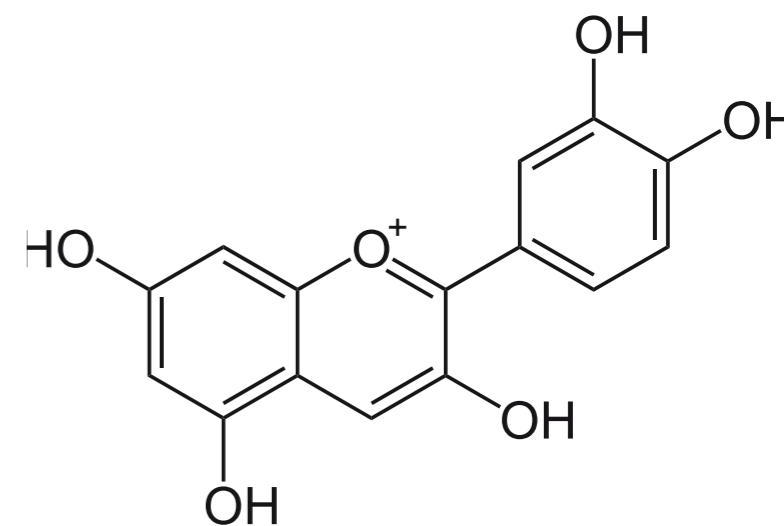


Fig. 25.4 Estrutura da cianidina. A cianidina origina os pigmentos antocianinas, por ligações a moléculas de açúcares (hidratos de carbono). No caso particular da antocianina extraída da couve-roxa, a sua estrutura apresenta duas moléculas de glucose ligadas pelos átomos de oxigénio nas posições 3 e 5, respetivamente.

para o papel absorver a solução de couve-roxa.

- (5) Retire as tiras do copo e deixe secar (entre 30 min a 60 min). Reserve a solução de couve-roxa.
- (6) Num dos copos, prepare uma solução de bicarbonato de sódio adicionando para isso uma colher de café de bicarbonato a cerca de 20 ml de água.
- (7) Adicione a um dos outros copos a mesma quantidade de sumo de limão

e, no terceiro copo, coloque também, aproximadamente, 20 ml de água.

- (8) Em cada um dos copos coloque uma das tiras preparadas no ponto 5 de modo a que uma das extremidades da tira fique em contacto com o conteúdo de cada copo.
- (9) Retire e observe a cor apresentada por cada tira.
- (10) Adicione uma colher de café da água de couve roxa guardada no ponto 5 e verifique a cor final apresentada por cada um dos líquidos.

Resultado

Um kit completo para testar o pH de qualquer solução!

O que aconteceu

A couve roxa contém antocianinas, pigmentos responsáveis por uma variedade de cores da natureza (ver “Química das cores de Outono”). Desde o vermelho dos frutos ao azul das flores, a cor destes pigmentos varia em função do pH do meio onde se encontram.

Quando se modifica o pH do meio, a estrutura das antocianinas é alterada o que provoca as mudanças de coloração. Desta forma, em meio ácido, como no sumo de limão, a antocianina recebe um ião hidrogénio (H^+), dando origem ao catião flavílio de cor avermelhada. Por sua vez, em meio básico, a antocianina perde iões H^+ formando um composto de cor verde-azulada.

Esta mudança de cor permite determinar o pH de uma solução, funcionando assim como um indicador ácido-base, semelhante aos utilizados para controlar o pH das piscinas.

Os indicadores ácido-base são compostos químicos que apresentam cores distintas em meio ácido e em meio básico e cuja cor varia num intervalo de pH conhecido.

Um dos indicadores utilizados para análise do pH das piscinas, o vermelho de fenol, apresenta para valores de pH abaixo de 6,6 cor amarela e, para valores de pH acima de 8,0, adquire uma cor vermelho/magenta. O intervalo de pH entre estas cores, ou seja, de 6,6 a 8,0 (muito próximo dos valores aceitáveis para o pH da água das piscinas, razão pela qual este é o indicador mais utilizado) corresponde

ao que chamamos em química de zona de viragem. O que os técnicos fazem é colocar uma amostra da água da piscina num estojo de análise e adicionar algumas gotas deste indicador fazendo depois uma comparação entre as cores obtidas e uma escala padrão (que mostra as diferentes cores apresentadas pelo indicador para os valores da escala de pH). Os indicadores de pH podem existir na forma de solução, ou de fitas de papel, semelhantes às que produzimos com o papel de filtro. Os indicadores baseiam-se no método colorimétrico para determinação do pH, o qual é apenas utilizado quando não são necessárias medições contínuas nem muito rigorosas, dada a subjetividade da observação e comparação das cores. Para medições rigorosas, existem aparelhos medidores de pH nos quais é possível ler diretamente o valor do pH da solução.

E agora que já tem o seu próprio kit para medir pH, como sugestão, pode verificar o pH das diversas soluções que tem em casa (elixir, sumos, vinagre, shampoo, detergentes) bastando para isso verificar as cores da solução de couve-roxa para diferentes valores de pH (ver figura 25.5).

Nota de segurança

Esta experiência utiliza apenas sólidos e líquidos comuns. As crianças deverão sempre ser supervisionadas por um adulto responsável. Os autores e a Universidade de Aveiro não assumem qualquer responsabilidade por danos ou prejuízos sofridos em resultado das experiências descritas.



Fig. 25.5 Relação entre as cores da solução de couve-roxa e o respectivo pH: vermelho 1-3, rosa 4-5, violeta 6-7, azul 8-9, verde 10-12, amarelo 13-14.

QdC@UA

A desinfecção de águas pode também ser obtida por combinação de luz, oxigénio e um foto-sensível. Este método de inativação de micro-organismos utiliza a energia solar e um corante adequado (fotossensibilizador) para gerar compostos de oxigénio de elevada citotoxicidade, que conduzem à morte dos organismos unicelulares. É um método com largo espetro de acção e que não induz resistências dos micro-organismos, pelo que tem uma aplicação muito promissora na área ambiental, nomeadamente, na desinfecção de águas de consumo, residuais e piscícolas. Esta terapia tem sido considerada como uma alternativa aos métodos convencionais de desinfecção da água e recentemente foi demonstrada a sua eficácia na eliminação de bactérias, usando porfirinas catiónicas como fotossensibilizadores. O desenvolvimento de novas moléculas (materiais híbridos nanomagnete-porfirina) que possam vir a ser consideradas bons fotossensibilizadores para serem aplicadas em formulações para desinfecção de águas, resultou já numa patente de invenção nacional (PT103828) atribuída à Universidade de Aveiro.

Contacto

Prof. Graça Neves
Dra. Amparo Faustino
Departamento de Química / QOPNA
Universidade de Aveiro

A Química dos VITRAIS



Se já se sentiu deslumbrado perante os jogos de cor e luz dos vitrais, então já sentiu como a química liga bem com a arte e o belo.

A utilização de vitrais coloridos para embelezar basílicas e catedrais desenvolveu-se desde o início da Idade Média, mas a origem dos vidros coloridos é muito anterior, pois egípcios e romanos já eram especialistas na sua produção. A química dos vitrais confunde-se com a própria química do vidro. O vidro é obtido a partir da fusão de areias de dióxido de silício, ou sílica. A sílica é um sólido cristalino, isto é, um sólido com empacotamento regular e repetitivo dos seus átomos – que, neste caso, estão organizados em pirâmides contendo um átomo de silício rodeado por quatro átomos de oxigénio.

O vidro forma-se por arrefecimento da sílica fundida, mas em condições que não permitem recuperar este empacotamento regular, dando origem a um arranjo irregular e não repetitivo – ou seja, um sólido amorfo.

E claro que o vidro é também uma receita química!

O vidro mais comum é uma mistura de sílica, carbonato de sódio e óxido de cálcio,

com parcelas menores de óxidos de alumínio, cloreto de sódio e outros sais, todos com o seu papel: “formadores de rede”, “modificadores de rede”, “fundentes”, etc.

Para este programa sobre vitrais interessa-nos salientar o papel dos “fundentes”. Os fundentes são substâncias adicionadas à sílica para baixar o seu ponto de fusão. De facto, o ponto de fusão da sílica pura é de cerca de 1700°C , uma temperatura muito difícil de obter – para mais nos tempos em que os fornos eram a lenha. Por isso, os primeiros produtores de vidro usavam “fundentes” como cinzas vegetais e carbonato de sódio.

Só que estes materiais continham diversas impurezas e dessas impurezas resultaram os vidros coloridos! Os primeiros artesãos não controlavam a cor do vidro produzido, mas quando começaram a perceber a origem da cor, deu-se uma verdadeira explosão de experiências, com o objetivo de descobrir as substâncias mais adequadas para obter cada cor específica.

Uma busca que envolveu artesãos e alquimistas, mas que teve muitos aspectos de verdadeira investigação científica em química!

A investigação química a trazer-nos a beleza dos vitrais.



Fig. 26.1 No vidro, a estrutura ordenada da sílica cristalina deixa de existir, dando lugar a um sólido amorfo.

Para saber mais

Os vitrais podem ser descritos como um puzzle de pequenas peças de vidro animado pelas cores luminosas que refletem. Assim, explorar a química dos vitrais leva-nos à composição do vidro e dos elementos responsáveis pela cor, numa estreita relação entre ciência e arte. E que estreita relação esta – algumas companhias vidreiras reclamam a utilização de cerca de 1/3 da tabela periódica!

Esta ligação não é difícil de perceber se analisarmos um pouco mais em pormenor a constituição base do vidro. Os componentes do vidro podem dividir-se em diferentes grupos, de acordo com a função que desempenham. Os “formadores de rede”, tal como o nome indica, são responsáveis pela rede tridimensional de átomos que se organiza aleatoriamente para formar a estrutura vítrea – entre os principais “formadores” está a sílica e o óxido de boro, B_2O_3 (presente nos vidros borossilicatos cujo exemplo mais conhecido são os vidros da marca “Pirex”). Existem depois os “fundentes”, sendo os mais comuns os óxidos de metais como sódio (Na_2O), potássio (K_2O) ou cálcio (CaO).

No entanto, estes óxidos, importantes por razões práticas e económicas, uma vez que fazem diminuir a temperatura de fusão e a viscosidade do material, provocam também a diminuição de algumas propriedades do vidro, como por exemplo a resistência ao ataque dos ácidos. Para resolver este problema entram em ação os “modificadores de rede”, também utilizados para proporcionar dureza à estrutura vítrea. Os mais utilizados são a alumina (Al_2O_3), o óxido de zinco (ZnO) e o óxido de chumbo (PbO). Podemos ainda referir outros componentes minoritários, como por exemplo os óxidos de arsénio utilizados como “afinadores”, que removem as bolhas geradas no líquido durante o processo de fusão. A receita química do vidro está quase pronta, falta apenas adicionar os corantes, fundamentais para a beleza dos vitrais.

As técnicas de colorir o vidro foram descobertas pelo método tentativa-erro. Se os nossos antepassados misturavam compostos e variavam condições de fusão no esforço de obter a cor mais exótica, hoje sabemos exatamente os passos a seguir para criar vidros coloridos. Estes são normalmente produzidos mediante a adição, durante o processo de preparação do vidro, de óxidos de metais ou de metais puros. Por exemplo, óxido de co-

bre e o ouro coloidal são adicionados para a obtenção do vermelho; o óxido de prata, para o amarelo; o cobalto, para o azul e o magnésio, para o violeta.

Alguns elementos não metálicos podem também ser utilizados, juntamente com os elementos anteriores, para obtenção de cores específicas, como é o caso do vidro âmbar, o vidro das garrafas de cerveja.

Terminado o trabalho químico, segue-se o trabalho de artista. Cada pedaço de vidro é cortado, de acordo com o desenho padrão, sendo depois as peças envolvidas, tradicionalmente, por fita de cobre ou calhas de chumbo, como forma de manter o puzzle unido. O resultado final é uma peça única de arte e ciência.



Curiosidade

O vidro é utilizado nas mais diversas áreas, da arquitetura à medicina, passando pelas comunicações e pela eletrônica. Inicialmente utilizado como utensílio de decoração ou para uso doméstico, atualmente basta um simples olhar ao nosso redor para percebermos o predomínio do vidro no nosso quotidiano. Esse “olhar” pode ser ofuscado por um vidro

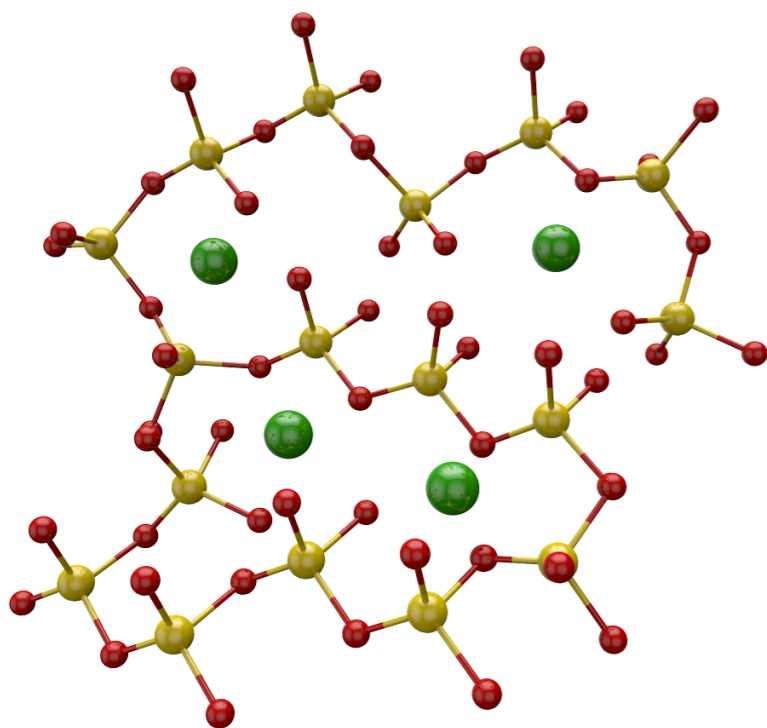


Fig. 26.2 Estrutura da sílica modificada. Quando à sílica são adicionados compostos como óxidos de sódio, algumas ligações entre os átomos de silício e oxigênio são quebradas, o que provoca uma alteração de propriedades como, por exemplo, a temperatura a que o composto funde.

sujo de uma qualquer janela. A pensar na dificuldade (e nas vertigens!) de limpar grandes superfícies vidradas – muito utilizadas em edifícios modernos de escritórios e de habitação – algumas empresas comercializam já vidros auto-limpantes, os quais funcionam apenas com base na luz do sol e na água da chuva. Estes vidros possuem como revestimento uma camada muito fina de dióxido de titânio (TiO_2), o qual, por ação da radiação ultravioleta, reage com o oxigênio e as moléculas de água presentes na atmosfera formando compostos altamente reativos (radicais). Estes compostos reagem com as substâncias que se acumulam nos vidros, devido por exemplo à poluição, provocando a decomposição e degradação das partículas. O dióxido de titânio apresenta ainda uma outra grande vantagem que é a de tornar as superfícies hidrofílicas, isto é, “amantes” da água. Desta forma, os vidros auto-limpantes atraem as gotas de água da chuva que caem como um lençol sobre estas superfícies concluindo assim o resto da limpeza.



Fig. 26.3 Imagem Garrafa verde de vinho e garrafa âmbar de cerveja. O verde das garrafas de vinho resulta da adição de óxidos de ferro e crómio. Por sua vez os tons alaranjados das garrafas de cerveja são obtidos através de uma mistura de sulfureto metálicos (normalmente ferro) e carbono.

Faça em Casa

Os vitrais desde sempre seduziram o Homem pelo magnífico jogo de cores que representam. Olhar através de um vitral permite-nos descobrir um mundo novo onde os objetos adquirem coloridos diferentes. O que propomos que reproduza em casa é esse jogo de cores através de um “falso vitral”, feito de cola e corantes alimentares.

Material

- ♦ Taça ou prato de plástico transparente
- ♦ 1 taça pequena
- ♦ Cola líquida tipo “pica-pau”
- ♦ Água
- ♦ Palitos
- ♦ Corantes alimentares de diferentes cores
- ♦ Detergente líquido da louça

Procedimento

- (1) Coloque duas colheres de chá de cola num recipiente transparente.
- (2) Adicione meia colher de chá (pouco cheia) de água à cola e misture muito bem.
- (3) Depois de a água estar incorporada na cola incline o recipiente de modo a que a mistura cubra o fundo por completo (se necessário adicionar, de acordo com o tamanho do recipiente, mais cola e água na mesma proporção).

- (4) Coloque um pouco de detergente da louça numa outra taça.
- (5) No recipiente com a cola adicione duas gotas de corante alimentar em diferentes locais.
- (6) Repita o passo anterior com corantes de diferentes cores.
- (7) Molhe a ponta de um palito com o detergente.
- (8) Toque no centro de cada gota do corante com o palito. Não agite a mistura. Para um “vitral” mais colorido poderá mover o palito através das cores para tentar obter variados desenhos.
- (9) Deixe a cola secar e ficar transparente.
- (10) Remova com cuidado um excesso de líquido que possa ter ficado na mistura e o “falso vitral” está pronto.

Resultado

Uma peça de arte graças à química!

O que aconteceu

Ao adicionar as gotas de corante à mistura de cola e água reparou que as mesmas não se espalharam como aconteceria se adicionasse o corante apenas à água. Este fenómeno deve-se a uma força, denominada de tensão superficial, que funciona como uma espécie de película elástica na superfície de um líquido. Esta tensão é a mesma que explica, por exemplo, a razão pela qual alguns pequenos insetos conseguem caminhar sobre a água.

As moléculas situadas no interior de um líquido estão rodeadas por moléculas vizinhas em todas as direções e, por isso, a resultante das forças de atração que atuam sobre cada molécula é praticamente nula (ver figura). No entanto, as moléculas na superfície do líquido apenas possuem moléculas vizinhas ao seu lado e abaixo de si, uma vez que na interface líquido – ar são raras as moléculas presentes na fase gasosa. Este desequilíbrio de forças é responsável pela tensão que se cria à superfície.

No caso da mistura de cola e água, a interação entre as moléculas dos dois compostos faz aumentar a tensão superficial

e as moléculas de corante ficam como que “retidas” nessa película, não conseguindo interagir com a mistura.

As moléculas de detergente caracterizam-se por possuírem uma extremidade hidrofílica e outra hidrofóbica, ou seja, uma que gosta de se misturar com a água e outra que evita a água (ver também “Química dos detergentes”). Para não se “molhar”, a extremidade hidrofóbica prefere ficar à superfície, o que perturba as interações entre as moléculas de água originando uma diminuição da tensão superficial. Assim, ao tocar com o detergente no centro das gotas de corante, está a provocar uma diminuição da tensão nesse ponto e as moléculas de corante conseguem espalhar-se pela mistura numa autêntica explosão de cores.

Nota de segurança

Esta experiência utiliza apenas sólidos e líquidos comuns. As crianças deverão sempre ser supervisionadas por um adulto responsável. Os autores e a Universidade de Aveiro não assumem qualquer responsabilidade por danos ou prejuízos sofridos em resultado das experiências descritas.



**QUÍMICA
DAS
COISAS**