

## “QUÍMICA POR TABELA” ESPECTÁCULO PARA COMUNICAÇÃO DE CIÊNCIA

PAULO J.A. RIBEIRO CLARO<sup>1</sup>, BRIAN GOODFELLOW<sup>1</sup>, PAULO TRINCÃO<sup>2</sup>, JOANA OLIVEIRA<sup>2</sup>, M. VALENÇA<sup>2</sup>, T. PEREIRA<sup>2</sup>, F. ASSIS<sup>2</sup>, I. MENDES<sup>2</sup>, C. MARQUES<sup>2</sup>, D. FERREIRA<sup>2</sup>, HELENA RODRIGUES<sup>2</sup> E MIGUEL CARDOSO<sup>2</sup>



*Química por Tabela é um espectáculo que pretende contribuir para a comunicação e divulgação da Ciência / Química, a partir de uma abordagem não-formal. O espectáculo é actualmente constituído por treze experiências, escolhidas por serem visualmente apelativas e permitirem interacção com o público. Para cada experiência foi desenvolvido um enquadramento cénico próprio, um guião de representação, e textos de explicação do fenómeno observado. Como as experiências apresentam diferentes níveis de complexidade na sua execução e nos princípios científicos subjacentes, permitem a adaptação a diferentes públicos – embora o público-alvo seja a população escolar que visita o Centro Ciência Viva de Aveiro. Das mais de 50 apresentações já realizadas, constata-se a excelente receptividade de públicos em faixas etárias que vão do pré-escolar à 3ª idade.*

### INTRODUÇÃO

A forma como os jovens vêem a Química é cada vez mais deturpada e descontextualizada da realidade. Encaram-na como uma disciplina muito teórica, feita só de fórmulas e nomes de substâncias estranhos e que não se concretizam no seu quotidiano.

De facto, e infelizmente, para muitos alunos do ensino secundário, a Química é assim mesmo. As escolas – por falta de condições físicas, pelo elevado número de alunos por turma, pela importância reduzida atribuída ao trabalho laboratorial, ou mesmo por falta de motivação dos professores – nem sempre reúnem condições para a realização de todas as actividades experimentais desejadas, fundamentais enquanto elemento motivador e “vinculado aos sentidos”[1], mas também como metodologia de ensino e aprendizagem, pela verificação de hipóteses e análise de resultados.

Apesar da progressiva implantação do paradigma C.T.S.A. (Ciência, Tecnologia, Sociedade e Ambiente), o qual procura relacionar as competências a desenvolver em cada ciclo de ensino com o quotidiano do aluno, a Química atravessa, ainda, uma crise comprovada pelo decréscimo de inscrições em cursos de Química nas universidades portuguesas.

Torna-se, assim, evidente a necessidade de fazer algo mais para salientar a importância da ciência na sociedade e da Química, em particular, no quotidiano do aluno. Importa procurar formas cativantes de comunicar Química. A realização de actividades experimentais entusiasma os alunos, prende-lhes a atenção e desperta-lhes o interesse, levando-os a envolverem-se nos procedimentos e desejarem torná-los como seus. Tal facto é aproveitado como uma ferramenta facilitadora do processo ensino-aprendizagem [2]. A utilização de demonstrações de Química como veículo de promoção e divulgação da ciência – e de despertar a curiosidade e incentivar o interesse dos alunos e do cidadão em geral – tem recebido a atenção de inúmeros autores, reflectindo-se na publicação de livros especializados [3-6], no desenvolvimento de sítios da internet dedicados [7-10] e em publicações diversas [11-14].

Foi exactamente neste contexto que nasceu o “Química em Espectáculo!!!”[15], a partir do qual foi desenvolvida a actividade “Química por Tabela” (versão desenvolvida por colaboração entre a Fábrica – Centro Ciência Viva de Aveiro e o Departamento de Química da Universidade de Aveiro). Neste “espectáculo” são exploradas reacções com efeitos visuais apelativos, num fundo cénico de luz, som e imagem.

Além da comunicação de ciência, o seu objectivo é mostrar que a partir da realização de experiências simples também se pode aprender, num

registo que se pretende sempre agradável. Ao longo de 45-50 minutos, o público é convidado a participar numa sequência de 13 transformações químicas ou físicas, para as quais é dada a explicação pelos dois apresentadores, licenciados em química, que procuram uma aproximação da ciência ao público em geral (mas principalmente ao escolar), promovendo a sua participação nas actividades. Também a introdução de animações ao longo de cada experiência permite a melhor percepção das reacções envolvidas e qual o elemento químico preponderante em cada reacção. A ponte entre a ciência e o quotidiano é constantemente procurada, integrando as diferentes designações técnicas e científicas na realidade do público.

A explicação de cada experiência – ou desafio aos estudantes para que procurem a explicação posteriormente, quer a partir de pistas fornecidas quer questionando o seu professor (ao qual é fornecido um texto de apoio) – é uma componente fundamental desta actividade. De facto, a Química não deve ser reduzida a puro entretenimento. Segundo Rayner-Canham [10, 16], a apresentação da Química sob a forma de “Química divertida” ou de “magia Química” transporta uma mensagem que pode ser bastante contraproducente para a imagem que se pretende transmitir: como ciência, a Química “é uma tentativa séria de explicar a realidade” e as demonstrações devem ser sempre acompanhadas de explicações científicas. De outro modo, cria-se a confusão entre ciência e pseudo-

<sup>1</sup> Departamento de Química/CICECO, Universidade de Aveiro, 3810-193 Aveiro, Portugal

<sup>2</sup> Fábrica - Centro Ciência Viva de Aveiro, 3810-171 Aveiro, Portugal

ciência, já que “para o cidadão comum pode não haver muita diferença entre transformar uma moeda de cobre em ‘prata’, ou dobrar uma colher metálica com o poder da mente...” [10, 16].

Tendo por base o conjunto de experiências e demonstrações “Química em Espectáculo!!!” [15], a equipa de desenvolvimento de actividades da Fábrica organizou e produziu o “Química por Tabela” com a colaboração de especialistas de artes cénicas, sonoplastia e desenho de luz, visando dar ao espectáculo um carácter mais elaborado e torná-lo um cartaz em cine-teatros e/ou concursos nacionais e internacionais da especialidade: guião, apresentação (formação teatral), desdobrável de apoio aos professores, explicações, desenho de luz, animações, música, regras de segurança, gestão dos laboratórios, desenvolvimento de novas experiências, planeamento e aprovisionamento de materiais e reagentes e processos de tratamento de resíduos.

As treze experiências apresentadas – que envolvem reacções de oxidação-redução, complexação, combustão, ácido-base e quimioluminescência, mas também processos de transformação física – são identificadas por designações que fazem parte do espectáculo:

### 1) Queimar dinheiro

*É pedida ao público uma nota de qualquer valor (quanto mais elevado melhor), a qual é embebida no “líquido para queimar dinheiro” e depois ateada. Em condições de baixa luminosidade, vê-se a chama (azul e amarela) a envolver a nota, que contudo não sofre qualquer dano e é devolvida intacta ao seu dono.*

O “líquido para queimar dinheiro” é uma mistura etanol/água a 50% v/v (com algum cloreto de sódio). A nota não sofre qualquer dano, uma vez que apenas o álcool arde (o ponto de ebulição do etanol é 78°C e o seu ponto de ignição é 12°C) enquanto a água protege o papel. A cor amarela da chama resulta da presença de iões sódio na solução.

### 2) Gelo seco a cores

*A cinco provetas de 1L cheias com soluções coradas (carmim, amarelo, verde, azul, violeta) são adicionados pedaços de ‘gelo seco’ (dióxido de carbono no estado sólido). Liberta-se um “fumo branco” em cada proveta, enquanto as soluções mudam gradualmente de cor (carmim a incolor, amarelo a vermelho, etc...). Por adição de algumas gotas de um desentupidor de canos comercial (solução alcalina), as cores originais são restauradas (dependendo da quantidade de ‘gelo seco’ ainda presente, pode ocorrer nova mudança de cor).*

A sublimação do dióxido de carbono provoca o arrefecimento do ar, criando o “fumo branco” por condensação da humidade ambiente. A reacção entre o dióxido de carbono e a água leva à formação de bicarbonato e protões, (equação 1), com a consequente descida do valor do pH e mudança de cor do indicador.



Quando se adiciona o líquido desentupidor de canos (solução básica), o valor de pH sobe e a cor das soluções volta à inicial. Esta experiência poderá ser “reutilizada” no mínimo 10 vezes, sem necessidade de novas soluções de indicador. Os indicadores utilizados nesta experiência são: fenolftaleína, vermelho de metilo, vermelho de cresol e azul de bromotimol.

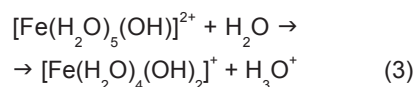
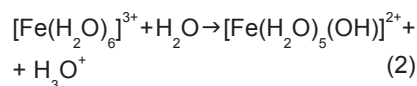
Quando não há disponibilidade de dióxido de carbono sólido, a experiência pode ser efectuada com pastilhas de sais ácidos (facilmente adquiridas em farmácias: Alka-Seltzer, Aspirina C efervescente, etc...). O aspecto visual não é tão espectacular – por ausência dos “fumos” – mas as alterações de cor também são obtidas.

### 3) Cinco cores numa solução

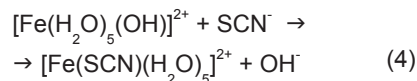
*Uma solução é transferida sucessivamente entre cinco copos. A solução é inicialmente incolor e muda para carmim no 2º copo, para amarelo no 3º copo, para vermelho no 4º copo e para azul-escuro no 5º copo.*

A solução incolor do primeiro copo (800mL água + 5 gotas de indicador) contém o indicador fenolftaleína, incolor numa solução de pH < 8,2, que muda para carmim na presença da solução básica de pH > 8,2 existente no segundo copo (400mL água + 10 gotas de carbonato de sódio 5%).

No terceiro copo (20 gotas de cloreto de ferro (III) 50%) os iões  $\text{H}_3\text{O}^+$  libertados por hidrólise do sal de ferro (III) fazem baixar o pH da solução, promovendo a perda de cor da solução de fenolftaleína; ao mesmo tempo, a solução muda para amarelo devido à presença das espécies de ferro hidrolisadas (equações 2 e 3):



No quarto copo (400mL água + 15 gotas de tiocianato de amónio 30%) os sais de ferro (III) formam complexos com os iões  $\text{SCN}^-$ , que dão à solução a cor vermelho-alaranjada (equação 4).



No quinto copo (400mL água + 15 gotas de hexacianoferrato de potássio 5%) a extrema estabilidade do complexo  $\text{Fe}_4[\text{Fe}(\text{CN})_6]_3$  – o “Azul da Prússia” – domina as espécies em solução.

### 4) Semáforo químico

*É preparada uma solução perante a audiência, anunciando que se trata de um ‘semáforo químico’. A solução é inicialmente verde mas em cerca de 20-30 segundos muda para vermelho e depois para amarelo. Ao ser despejada noutra copo a solução retorna à cor verde, reiniciando o ciclo. O processo pode ser repetido algumas vezes (as cores tornam-se mais tênues a cada ciclo) permitindo boa interacção com o público, sempre surpreendido com o retornar da cor verde.*

O corante azul “índigo carmim” (indicador de oxidação-redução) é extremamente sensível ao oxigénio existente no ar sendo, por isso, facilmente

oxidado. Na solução (500mL glucose 20% + 114 mL hidróxido de sódio 30% + índigo carmim) o indicador é reduzido de forma lenta pela glucose (vermelho, depois amarelo) e oxidado de forma rápida pelo oxigénio solubilizado durante a transferência da solução (que retoma a cor verde).

## 5) Quebrar borracha

*Um tubo de borracha, claramente flexível à temperatura ambiente, torna-se rígido após ser mergulhado em azoto líquido – e pode ser partido em pequenos pedaços.*

O azoto líquido tem um ponto de ebulição de  $-196^{\circ}\text{C}$ . As propriedades dos materiais a essa temperatura são alteradas, nomeadamente por aumento da eficácia das forças intermoleculares. A baixa temperatura as cadeias poliméricas ficam mais próximas, havendo um aumento das interacções intermoleculares – da qual resulta a perda de flexibilidade do material.

## 6) Encher balões

*Para encher balões “como um químico” não é necessário soprar: cada balão é adaptado a um copo Kitasato, o qual é rolhado após adição de alguns centilitros de azoto líquido. Os balões enchem em menos de 1 minuto.*

*Se não estiverem presos ao Kitasato os balões libertam-se e circulam pela sala enquanto esvaziam. Os balões bem presos que não forem retirados do respectivo Kitasato acabam por rebentar ruidosamente, para gáudio da audiência. Embora concebida para audiências de 3-6 anos de idade esta demonstração tem-se revelado um sucesso para todas as idades.*

O azoto líquido em contacto com o vidro à temperatura ambiente entra em ebulição (p.e.  $-196^{\circ}\text{C}$ ) produzindo, consequentemente, o gás necessário para encher balões (equação 5).



## 7) Quimioluminescência (com ésteres de oxalato)

Os reagentes são misturados num Erlenmeyer obtendo-se uma solução de

*cor laranja que, em condições de baixa luminosidade, brilha suavemente. Por adição de um catalisador a emissão aumenta significativamente, iluminando o rosto do apresentador. A emissão pode perdurar cerca de três horas.*

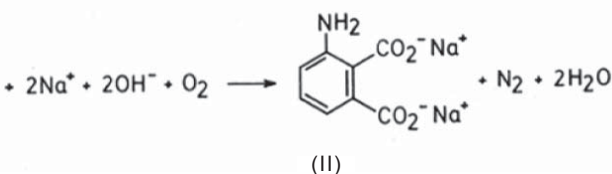
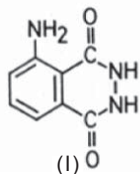
Os reagentes são peróxido de hidrogénio 30% e éster de ácido oxálico em solução de etilenoglicol. O mecanismo exacto da reacção não é conhecido. É admitido que os ésteres de oxalato são primeiro oxidados pela água oxigenada e depois convertidos para dióxido de carbono e ao corante em estado electrónico excitado. A luz é emitida quando as moléculas do corante voltam ao estado fundamental.

A acção catalítica do salicilato é visível pelo aumento do brilho quando pequenas quantidades do sal alcalino são adicionadas à mistura.

## 8) Quimioluminescência (com luminol)

Os reagentes, em solução aquosa, são colocados em dois funis de decantação ligados a um tubo de vidro em espiral. Quando se abrem as torneiras a reacção inicia-se e a mistura percorre o tubo de vidro, sendo recolhida num copo que contém alguns miligramas de fluoresceína. Em condições de baixa luminosidade, a espiral ilumina-se com a luminescência azul característica do luminol, enquanto a solução no copo emite a luminescência verde característica da fluoresceína.

O luminol (I), em solução alcalina, exibe quimioluminescência na presença de água oxigenada (oxidante). A intensidade pode ser aumentada por catalisadores como  $\text{K}_3[\text{Fe}(\text{CN})_6]$ , que também aumentam a rapidez do decaimento da emissão de luz. Durante a reacção, o luminol é convertido a sal dissódico do ácido 3-aminoftálico (II) (equação 6).



A adição de fluoresceína à mistura de reacção resulta numa emissão de coloração amarela-esverdeada, devido a emissão de fluorescência da fluoresceína. Neste caso ocorre uma transferência de energia do aminoftalato (II) excitado para a fluoresceína, gerando o estado excitado desta última, o qual decai para o estado fundamental, acompanhado pela emissão de fluorescência.

## 9) As cores da Tabela Periódica

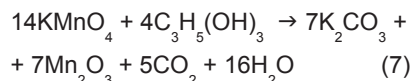
*Utilizando pulverizadores de pressão e um isqueiro, são produzidas longas chamas coloridas (amarelo, vermelho, verde, violeta, etc).*

A combustão das soluções de metanol com diferentes sais permite observar os espectros de emissão atómica (Na - amarelo, Sr - vermelho, Ba - verde, etc., espécies usadas no “fogo de artifício”). Tal como na produção de “fogo de artifício” tem de ser evitada a contaminação das soluções pelo ião sódio, já que a forte emissão amarela deste ião se sobrepõe a todas as outras.

## 10) Fogo sem fósforos

Num cadinho, são colocados 5g de permanganato de potássio, sobre os quais se derramam 5 mL de glicerol. Após cerca de 10-15 segundos em que “nada acontece” (será que a experiência falhou?) nota-se a libertação de um fumo branco, seguido de imediato por labaredas.

A oxidação da glicerina por acção do permanganato de potássio (equação 7) inicialmente é um processo lento, mas vai acelerando à medida que o sistema aquece e eventualmente entra em combustão.



Recomenda-se a utilização de papel de filtro para forrar o interior do cadinho, já que a combustão do papel amplifica a visibilidade das chamas.



## 11) Fogo com água

*Num almofariz misturam-se, cuidadosamente, 2 g de zinco, 2 g nitrato de amónio, 0,5 g cloreto de amónio e 0,25g de nitrato de bário. A mistura é transferida para um cadinho e é-lhe adicionada 1 ou 2 gotas de água. A irrupção de uma chama verde é observada após alguns segundos.*

A água é o meio que promove a existência de iões em solução de forma a promover uma reacção de oxidação-redução, extremamente exotérmica, entre o pó de zinco e o nitrato de amónio (que fornece o oxigénio e oxida o Zn a ZnO). A presença de cloreto de amónio acelera a reacção. A cor verde é devida à presença de nitrato de bário (opcional).

## 12) Tintas invisíveis

*Um cartaz “em branco” é pulverizado com uma solução, fazendo surgir textos ou desenhos em tons de azul escuro e vermelho acastanhado.*

O cartaz é antecipadamente pintado com soluções incolores de tiocianato de amónio e hexacianoferrato de potássio. As cores surgem quando a superfície do cartão é borrifada com uma solução de cloreto de ferro (III), devido ao aparecimento dos complexos:

Vermelho – complexos  
 $[\text{Fe}(\text{SCN})(\text{H}_2\text{O})_5]^{2+}$  e  $\text{Fe}(\text{SCN})_3$

Azul escuro - complexo  $\text{Fe}_4[\text{Fe}(\text{CN})_6]_3$   
("Azul da Prússia")

## 13) Esferovite desaparecida

*Um copo de grande dimensão, cheio de flocos de esferovite, é despejado na boca de um boneco de dimensão muito inferior mas que se mostra insaciável, “consumindo” toda a esferovite.*

A esferovite é poliestireno expandido e o seu volume resulta essencialmente do ar incorporado na expansão do polímero. Como o poliestireno é muito solúvel em acetona, a solubilização é acompanhada pela redução do volume devido à libertação do ar. O “boneco insaciável” contém um copo com 100 mL de acetona, suficiente para solubilizar um grande volume de esferovite.

## Avaliação pelo público

Desde a sua estreia em 8 de Fevereiro de 2008 (aproveitando o 174º aniversário do nascimento de Mendeleev), foram já realizados 45 espectáculos no Centro Ciência Viva de Aveiro, nos quais participaram cerca de 2200 pessoas, de todas as idades, apesar de predominar o público em idade escolar. Foi também já apresentado em Escolas, Feiras de Ciência, Centros Sociais, e empresas da região, deste modo atingindo também públicos que normalmente não visitam centros de ciência.

No final de alguns espectáculos foi distribuído um questionário com o objectivo de ter a noção da avaliação que o público faz às experiências realizadas e ao formato da apresentação, e assim ter a percepção de como fazer evoluir este projecto.

No seu conjunto, a actividade é avaliada com 3,67 numa escala de satisfação de 0 a 4. As experiências individualmente são classificadas no intervalo 2,96-3,67, na mesma escala.

Da análise dos inquéritos constata-se que há 3 experiências particularmente apreciadas pelo público: “Semáforo químico”, “Fogo com água” e “Quimio-luminescência (com luminol)”. A experiência “Semáforo químico” é eleita como a mais interessante (3,67/4) devido à alternância cíclica entre as suas três cores, associadas às cores de um semáforo de trânsito. A experiência “Quimio-luminescência (com luminol)” é a segunda com melhor avaliação (3,66/4) surpreendendo o público pela emissão de “luz fria”, num espaço circundante escurecido. A experiência “Fogo com água” (3,49/4) é sempre muito apelativa para os jovens devido a ser uma reacção violenta, quase explosiva, da qual resulta uma chama de cor verde. No extremo oposto encontra-se a experiência “Tintas invisíveis” (2,83/4), para a qual não foi ainda encontrado o aproveitamento mais adequado.

Tendo em conta que a realização de experiências demonstrativas e interactivas é um modo não-formal de comunicação de ciência, neste caso Química, promovendo o processo ensino-aprendizagem, privilegiando a

imaginação e a criatividade, considera-se que o espectáculo “Química por Tabela” é uma mais-valia no processo de divulgação de Química. Prova disso são algumas das respostas dadas nos inquéritos, que seguidamente se citam:

“Gostei da forma de apresentação, divertida. Ajudou-me a gostar mais da química porque não conhecia muitas reacções”. [Estudante 11º ano]

“Gostei muito do show, está bem conseguido e é bastante educativo. As experiências são visualmente bonitas e apelam à curiosidade científica”. [Professor 1º Ciclo]

“... Penso que esta actividade ajuda a desenvolver competência a nível das aprendizagens nestas áreas, apresentada num contexto não-formal, que motiva o participante...” [Professor 1º Ciclo]

“Muito interessante ver como a Química se pode transformar em espectáculo. Uma excelente forma de tornar esta ciência acessível a todos!...” [Professor do Ensino Secundário - Biologia]

## REFERÊNCIAS

- [1] M. Giordan, “O papel da experimentação no ensino de ciências”, *Química Nova na Escola* (1999) 43.
- [2] F.F. da Silva, “Experimentos demonstrativos no Ensino da Química: uma visão geral”, *Química Nova*, 2007.
- [3] H. W. Roesky, “*Spectacular Chemical Experiments*”, Wiley-VCH Verlag GmbH, Weinheim, 2007.
- [4] C. Schrempf, “*Bangs, Flashes, and Explosions*”, ExploScience Publications, Alta Loma, California, 2007.
- [5] K. Hutchings, I. Bertin, “*Classic Chemistry Experiments*”, Royal Society of Chemistry, 2000.
- [6] B. Z. Shakhshiri, “*Chemical Demonstrations: A Handbook for Teachers of Chemistry*”, vol. 1 a 4, The University of Wisconsin Press, 1981-1992.
- [7] UoL Department of Chemistry, Delights of Chemistry - Uma colecção de experiências de salão, incluindo fotografias e animações. As descrições, muito pormenorizadas, merecem por si só uma visita já que permitem reproduzir facilmente as experiências.  
<http://www.chem.leeds.ac.uk/delights/> [visitado em Set. 2008]
- [8] EaPSR Council, “Making the Chemical Connection” - *Chemical Connection* é um projecto que leva workshops e pa-

lestras de Química, divertidas e excitantes, a escolas e comunidades muito afastadas das universidades.

<http://www.chemicalconnection.org.uk/> [visitado em Set. 2008]

[9] T. Lister, "Classic Chemical Demonstrations", Royal Society of Chemistry, 1996.

[10] G. Rayner-Canham, "Chemistry's Everywhere! Show" – Esta apresentação pretende estabelecer uma ligação entre os princípios químicos ensinados nos últimos anos do ensino secundário e a aplicação destes princípios no dia-a-dia. <http://www.swgc.mun.ca/chem/Pages/chemshow.aspx> [visitado em Set. 2008]

[11] A. Arroio, K. M. Honório, K. C. Weber, P. Homem-de-Mello, M. T. D. P. Gambardella, A. B. E. D. da Silva, "The chemistry show: Motivating the scientific interest", *Química Nova* **29** (2006) 173-78.

[12] J. A. Vanin, "Picturing the Chemical Relevance", *Journal of Chemical Education* **68** (1991) 652-54.

[13] M. D. C. Galiazzi, F. P. Gonçalves, "The pedagogical nature of experimental activities: Research in a teaching credentials course in chemistry", *Química Nova* **27** (2004) 326-31.

[14] A. E. Fenster, J. A. Schwarcz, D. N. Harpp, "Chemistry for the Public .3.

The World of Chemistry - a Course for All", *Journal of Chemical Education* **70** (1993) 819-21.

[15] P. Ribeiro Claro, B. J. Goodfellow, "Química em Espectáculo!!!", 2004 - Sequência encenada de reacções químicas utilizada em recepções de alunos (visitas de escolas, olimpíadas de química, semana da ciência e tecnologia, início do ano lectivo, etc.) no Departamento de Química da Universidade de Aveiro.

[16] G. Rayner-Canham, "A chemistry show without the magic", *Canadian Chemical News*, 1 de Março (1998).

## ACTUALIDADE CIENTÍFICA

### METANO "EM PÓ"

O gás natural tornou-se uma fonte de energia importante, sendo o metano o principal componente. O transporte do metano (e do gás natural) é habitualmente feito em gasodutos de alta pressão. Este processo de transporte é dispendioso e comporta bastantes riscos.

Uma equipa de cientistas britânicos, da Universidade de Liverpool, liderada por Andrew Cooper, desenvolveu um método que pode permitir o transporte do metano sob a forma de pó (*Journal of the American Chemical Society*, **130** (2008) 11608-9)! A equipa desenvolveu um pó de "água seca" que possui uma elevada capacidade de fixar o metano, através da formação de "hidratos de gás metano".

Hidratos de gás natural e hidratos de gás metano formam-se naturalmente quando se mistura o gás com água a alta pressão e baixa temperatura.

Por este motivo, existem enormes reservas naturais de hidratos de gás natural em zonas profundas dos oceanos. Há estudos tendentes a explorar este filão energético. Contudo, além da dificuldade de recolha há ainda os problemas da sua estabilização e transporte.

Por outro lado, com o aquecimento global aumenta o risco da sua decomposição com a consequente libertação dos gases, os quais, por provocarem

feito de estufa, podem contribuir para um acentuar do aquecimento global.

Os hidratos de gás são compostos cristalinos não estequiométricos. Formam-se por arrefecimento de misturas de água e gás sob pressão ou por reacção do gás com gelo pré-formado. Trata-se de um fenómeno interfacial. Por essa razão, um aumento da área de contacto entre as moléculas de água e o gás facilita a sua formação.

O suporte em pó desenvolvido pela equipa de Liverpool, designado por "água seca", consiste em gotículas de água, rodeadas por nanopartículas hidrofóbicas de sílica. Com esta estrutura evita-se que as gotículas de água coalesçam, conseguindo assim maximizar a área superficial da água.

A versão macroscópica deste material são as gotas de água dispersas em terra seca, em que aquelas ficam recobertas com grãos de pó. A preparação consiste em misturar, a grande velocidade, as partículas de sílica com água em atmosfera normal (num misturador normal). Obtém-se assim um pó (com grãos de cerca de 20 micron). Se for esfregado sobre a pele, o pó de "água seca" desfaz-se, dando a sensação de frio, devido à libertação da água.

Os investigadores verificaram que por mistura do pó de "água seca" com metano ocorria a formação de hidrato de gás metano a temperaturas inferiores

a 279 K ( $\approx 6^\circ\text{C}$ ). Por aquecimento, o hidrato começa a decompor-se, com a libertação do metano, a cerca de 277,5 K, processo que se completa a 290,5K. Os resultados publicados mencionam que este hidrato se mantém estável se for mantido a cerca de 203K ( $\approx -70^\circ\text{C}$ ), embora pareça haver desenvolvimentos recentes que garantem a estabilidade do hidrato à temperatura ambiente.

Refira-se que 6 g deste material conseguem armazenar um litro de gás metano.

Esta forma de armazenar o metano, além de perspectivar a possibilidade de efectuar o transporte desde campos remotos de onde o uso de gasodutos é inviável, poderá facilitar a sua utilização em veículos movidos a gás (metano). (Adaptado de *Nature News* de 3 de Setembro).

JM

### A QUÍMICA DA ENERGIA SOLAR



A primeira bateria solar da Bell em Americus, Geórgia (Crédito da imagem: Bell Labs)

Os primórdios da História da energia solar estão marcados pela serendipidade. O efeito fotovoltaico foi observado em 1839 pelo físico francês, Alexandre Edmond Becquerel, que também observou pela primeira vez o paramagnetismo do oxigénio líquido. Um muito jovem Becquerel conduzia experiências electroquímicas quando, por acaso, verificou que a exposição à luz de eléctrodos de platina ou de prata dava origem ao efeito fotovoltaico.

A serendipidade foi igualmente determinante na construção da primeira célula fotovoltaica. Numa carta a Latimer Clark, datada de 4 de Fevereiro de 1873, Willoughby Smith descreve como descobriu o efeito fotovoltaico no selénio:

*«Being desirous of obtaining a more suitable high resistance for use at the Shore Station in connection with my system of testing and signalling during the submersion of long submarine cables, I was induced to experiment with bars of selenium - a known metal of very high resistance. I obtained several bars, varying in length from 5 cm to 10 cm, and of a diameter from 1.0 mm to 1.5 mm. Each bar was hermetically sealed in a glass tube, and a platinum*

*wire projected from each end for the purpose of connection. (...) While investigating the cause of such great differences in the resistance of the bars, it was found that the resistance altered materially according to the intensity of light to which they were subjected.»*

Na sequência desta descoberta, Adams e o seu aluno Richard Day desenvolveram em 1877 o primeiro dispositivo sólido de fotoprodução de electricidade, um filme de selénio depositado num substrato de ferro em que um filme de ouro muito fino servia de contacto frontal. Este dispositivo apresentava uma eficiência de conversão de aproximadamente 0,5%.

Charles Fritts duplicou essa eficiência para cerca de 1% uns anos depois construindo as primeiras verdadeiras células solares.

Estes dispositivos eram baseados igualmente em selénio, os primeiros constituídos por selénio com um filme muito fino de ouro e as primeiras células de grande área entre sanduiches de selénio entre duas camadas muito finas de ouro e outro metal.

No entanto, não eram as propriedades fotovoltaicas do selénio que excitavam a imaginação da época mas sim a sua fotocondutividade, isto é, o facto de a corrente que passava através do selénio ser proporcional à radiação incidente e dependente do comprimento de onda de uma forma que o tornava muito atractivo para medir a intensidade da luz em fotografia. E de facto, estes dispositivos encontraram a sua primeira aplicação nos finais do século XIX pela mão do engenheiro alemão Werner Siemens (o fundador do império industrial homónimo) que os comercializou como fotómetros para máquinas fotográficas.

Embora tenha sido Russell Ohl o inventor da primeira célula solar de silício, considera-se que a era moderna da energia solar teve início em 1954

quando Calvin Fuller, um químico dos Bell Laboratories em Murray Hill, New Jersey, nos Estados Unidos da América, desenvolveu o processo de dopagem do silício (que consiste na introdução de átomos com diferente número de electrões de valência).

Fuller partilhou a sua descoberta com o físico Gerald Pearson, seu colega nos Bell Labs e este, seguindo as instruções de Fuller, produziu uma junção p-n mergulhando a barra de silício dopado (com um elemento doador electrónico) num banho de lítio.

Ao caracterizar electricamente a amostra, Pearson descobriu que esta exibía comportamento fotovoltaico e partilhou a descoberta com ainda outro colega, Daryl Chapin, que tentava infrutiferamente arranjar uma alternativa para as baterias eléctricas que alimentavam redes telefónicas remotas.

As primeiras células fotovoltaicas assim produzidas tinham alguns problemas técnicos que foram “superados pela química” quando Fuller dopou silício primeiro com arsénio e depois com boro obtendo células que exibiam eficiências recorde de cerca de 6%.

A primeira célula solar foi formalmente apresentada na reunião anual da *National Academy of Sciences*, em Washington, e anunciada numa conferência de imprensa no dia 25 de Abril de 1954. No ano seguinte a célula de silício viu a sua primeira aplicação como fonte de alimentação de uma rede telefónica em Americus, na Geórgia.

PS