



DEQ  
DEPARTAMENTO  
DE ENGENHARIA QUÍMICA  
TÉCNICO LISBOA

LABORATÓRIOS

ABERTOS

2013

júnior

Departamento de  
Engenharia  
Química

**Laboratórios Abertos 2013 Júnior**

**Editado por:  
Departamento de Engenharia Química  
Instituto Superior Técnico**

**Edição de:  
Maria Amélia Lemos, Cristina Gomes de Azevedo**

**Com a colaboração de:  
Núcleo de Engenharia Química  
Núcleo de Estudantes de Materiais**



**Capa:  
Maria Amélia Lemos, Cristina Gomes de Azevedo  
Fevereiro 2013**

**ISBN: 978-989-96933-6-4**

## Índice

Índice.....	3
Programa.....	4
Experiências no Laboratório .....	4
Artesãos do século XXI – Exposição permanente .....	4
Experiências no Laboratório .....	5
Magia da Química e Explosões de Cor .....	6
A Alquimia do Tesouro.....	16
Show do Azoto – O Ciclo da Água.....	22
O que é a Química Orgânica? .....	33
Materiais Divertidos .....	46
Equipa.....	49
Escolas Participantes .....	51
Patrocínio .....	52

## Programa

	<b>Horário</b>	<b>Actividades</b>
<b>Manhã</b>	9:00 h – 11 h	Experiências no laboratório Conversas entre nós: o nosso mundo num tubo de ensaio
<b>Tarde</b>	14:00 h – 16:00 h	Experiências no laboratório Conversas entre nós: o nosso mundo num tubo de ensaio

### *Experiências no Laboratório*

- **A Magia da Química e Explosões de Cor**
- **A Alquimia do Tesouro**
- **Show do azoto – O Ciclo da Água**
- **O que é a Química Orgânica?**
  - **À Luz do Dia**
  - **Na Câmara Escura**
- **Materiais Divertidos**

### *Artesãos do século XXI – Exposição permanente*

## Experiências no Laboratório

Quantos de nós já se perguntaram o porquê de uma maçã sem casca se estragar rapidamente? Ou o porquê da nossa bicicleta ter ficado ferrugenta? Ou o que tem a gasolina de tão especial que faz os nossos carros se moverem?

A Química é sem dúvida uma ciência que consegue explicar diversos fenómenos com os quais nos deparamos no dia-a-dia.

De facto, toda e qualquer reacção química que envolva mudanças de cor entre os seus reagentes e produtos, ou que resulte na libertação de grandes quantidades de energia, provoca um forte efeito visual.

Nas experiências que iremos testar adiante, a química revela-nos diferentes sensações visuais, isto é, são produzidos diversos resultados, todos eles atraentes e aliciantes aos nossos olhos, desmistificando assim a ideia de que o trabalho em química é aborrecido e desmotivante.

Neste conjunto de experiências vamos ver desde transformações de moedas de cobre a explosões inesperadas. Vamos também descobrir a química por detrás dos smarties, colocar o arco-íris num copo e ver uma reacção que não pára de mudar de cor.

De facto, ver estas pequenas maravilhas acontecerem em laboratório faz-nos pensar sobre tudo o que nos rodeia. Que valor afinal teria uma peça de cobre, prata ou ouro se ambas tivessem o mesmo brilho e a mesma cor? Será também que uma maçã a oxidar tem alguma relação com as explosões que vamos realizar, com uma reacção que parece estar avariada e com as transformações das moedas?

A química serve para explicar todos estes fenómenos e com um olhar mais atento percebemos que afinal está em todo o lado.

### **Briggs-Rauscher – Uma reação avariada?**

Ana Knittel<sup>a</sup>; Bruna Cruz<sup>a</sup>; Cristina Gomes de Azevedo<sup>b</sup>; Marta Coelho<sup>c</sup>

<sup>a</sup> Aluna do Mestrado Integrado em Engenharia Biológica, Instituto Superior Técnico, Universidade Técnica de Lisboa, Av. Rovisco Pais 1, 1049-001 Lisboa.

<sup>b</sup> Centro de Química Estrutural, Departamento de Engenharia Química, Instituto Superior Técnico, Universidade Técnica de Lisboa, Av. Rovisco Pais 1, 1049-001 Lisboa.

<sup>c</sup> Departamento de Engenharia Química, Instituto Superior Técnico, Universidade Técnica de Lisboa, Av. Rovisco Pais 1, 1049-001 Lisboa.

Imaginem como seria criarem algo tão fantástico que ninguém acreditasse que fosse verdade... Foi quase assim que começou a história desta reação.

Quando o químico russo Boris Belousov, em 1958 descobriu uma reação que era diferente de todas as outras e difícil de ser compreendida com os conhecimentos da época, não houve muitas pessoas interessadas, e caiu quase em esquecimento. Talvez por pensarem que, ou Belousov as estava a enganar, ou então que não era químico mas sim mágico. Desta forma a reação Belousov-Zhabotinsky só foi compreendida em 1964 pelo químico Anatoly Zhabotinsky.

Em 1972, dois professores americanos (Thomas Briggs e Warren Rauscher) decidiram trocar um dos reagentes nesta estranha reação e descobriram a Briggs-Rauscher.

Mas afinal o que tem de tão curioso esta reação?

Bem, esta começa com a preparação de três soluções diferentes, incolores. Uma de iodato de potássio -  $KIO_3$  - e ácido sulfúrico -  $H_2SO_4$ ; outra de amido, ácido malónico -  $C_3H_4O_4$  - e sulfato de manganês II -  $MnSO_4$ ; e por último uma de peróxido de hidrogénio -  $H_2O_2$  .

Ao juntar estas três soluções num copo, a reação começa logo a dar-se e assiste-se à mudança de cor para amarelo. Logo a seguir vemos uma mancha azul escura que se espalha por toda a solução.



**Figura 1: Adição da solução de peróxido de hidrogénio às de iodato de potássio e de permanganato de manganês II**



**Figura 2: Mudanças de cor num ciclo da reação Briggs-Rauscher.**

É de facto engraçado ver uma reacção a passar por três cores diferentes, mas isto é algo que alguém que saiba um bocadinho de química conhece bem... O que era verdadeiramente intrigante na Briggs-Rauscher é que não pára no azul! Volta a incolor, depois a amarelo... azul... incolor... amarelo... azul... sempre assim até acabar com uma cor roxa.

### **Saber mais:**

Haverá química por detrás desta reacção ou por vezes os químicos têm mesmo de acreditar nas artes mágicas?

Na verdade, quer na escola ou na universidade, quer na nossa experiência de trabalho laboratorial aprendemos que as reacções seguem sempre numa direcção. Essa direcção será definida por uma série de condições, sendo que por vezes, modificando essas condições



**Figura 3: início da formação do complexo amido e o ião triiodeto - cor azul**

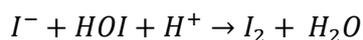
podemos alterar o sentido da reacção. Ora o que é intrigante na Briggs-Rauscher, é a sua evolução, que sem qualquer alteração do meio, não se dá apenas num sentido, isto é, uma vez "terminada" volta espontaneamente (sem qualquer intervenção exterior) ao seu aspecto inicial, repetidamente. Como já explicámos, estas reacções funcionam como ciclos, em que passam

várias vezes pelo mesmo ponto (por exemplo o ponto inicial, com estado/aspecto a cor amarela), mas ao fim de um certo tempo já perderam tanta energia que acabam por parar. Assim facilmente se compreende o nome atribuído ao pequeno conjunto onde a Briggs-Rauscher se insere – Reações Oscilantes – Estas são reações em que a concentração de reagentes e produtos variam ao longo do tempo de forma periódica ou quase periódica. Consoante os reagentes que se usam, as reações oscilantes podem apresentar variações visíveis diretamente (como é o caso desta e da descoberta por Belousov e Zhabotinsky) ou então visíveis apenas quando controladas com determinado tipo de instrumentação, como medidores de pH.

As variações de cor na Briggs-Rauscher podem ser traduzidas da seguinte forma:

- Amarelo

Em reações que envolvam a oxidação do ião iodeto -  $I^-$ , é frequente o aparecimento desta cor, característica do iodo -  $I_2$  (na realidade a espécie existente em solução é  $I_3^-$ ).



- Azul

Deve-se à formação de um complexo entre o iodo -  $I_2$  - e o amido.



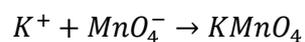
**Figura 4: Início da reação assim que são misturadas as três soluções.**

- Incolor

A solução incolor persiste enquanto não há iodo em concentração suficientemente elevada para a sua cor ser notada nem para formar o complexo com o amido.

- Roxo

A cor roxa deve-se à formação de permanganato de potássio.



**Figura 5: Fim da reação de oscilação - formação de permanganato de potássio.**

#### **Curiosidades:**

O verdadeiro mecanismo desta reação é bastante complexo, pois alterna entre dois processos distintos, tendo implicação direta na quantidade de cada produto formado.

Este mecanismo foi estudado por matemáticos que demonstraram uma correlação entre este tipo de oscilação e algumas variações em sistemas biológicos, nomeadamente nas variações populacionais entre presa/predador.

#### **Mais detalhes em:**

[http://www.uni-regensburg.de/Fakultaeten/nat\\_Fak\\_IV/Organische\\_Chemie/Didaktik/Keusch/D-briggs-d.htm](http://www.uni-regensburg.de/Fakultaeten/nat_Fak_IV/Organische_Chemie/Didaktik/Keusch/D-briggs-d.htm)  
[consultado em 15.Dez.2012]

<http://pdfdownload.com/pdf/oscillating-chemical-reactions-inside-mines-15135502.html>  
[consultado em 6.Jan.2013]

## Bombas de ursinhos

Ana Knittel<sup>a</sup>; Cristina Gomes de Azevedo<sup>b</sup>; Marta Coelho<sup>c</sup>; Sara Borralho<sup>a</sup>

<sup>a</sup> Aluna do Mestrado Integrado em Engenharia Biológica, Instituto Superior Técnico, Universidade Técnica de Lisboa, Av. Rovisco Pais 1, 1049-001 Lisboa.

<sup>b</sup> Centro de Química Estrutural, Departamento de Engenharia Química, Instituto Superior Técnico, Universidade Técnica de Lisboa, Av. Rovisco Pais 1, 1049-001 Lisboa.

<sup>c</sup> Departamento de Engenharia Química, Instituto Superior Técnico, Universidade Técnica de Lisboa, Av. Rovisco Pais 1, 1049-001 Lisboa.



Figura 4: Ursinhos de gomas

de luz?

As gomas que frequentemente comemos são concentrados gelatinosos de açúcar – sacarose –, com corantes de cores diferentes e que se podem apresentar de imensas formas diferentes, como minhocas e ursinhos.

Mas como é que uma simples goma se pode transformar numa pequena bomba? Que tipo de reacção ocorre para que este ursinho, aparentemente inofensivo, forme uma grande coluna

Na verdade, basta juntar a goma ao clorato de potássio! Estes dois reagentes ao entrarem em contacto um com o outro libertam tanta energia que se torna visível na forma de uma espectacular chama branca/lilás.

### Saber mais...

Há reacções químicas de vários tipos. Esta é uma reacção de oxidação-redução e consiste na transferência de electrões da espécie redutora para a oxidante. Para percebermos o que é uma reacção de oxidação-redução basta olhar para alguns exemplos do nosso dia-a-dia. O ferro, por exemplo, passado algum tempo começa a ficar com “ferrugem”. Nesse caso diz-se que o ferro oxidou. Do mesmo modo, a maçã quando descascada há algum tempo, fica com uma tonalidade mais acastanhada, resultante de uma reacção de oxidação-redução.

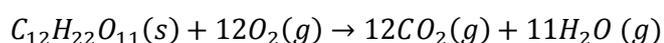
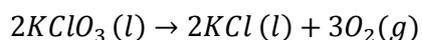
No nosso caso, a reacção de oxidação-redução que ocorre é, visualmente, a “explosão” do ursinho, que não é mais do que a sua combustão. Para a reacção ocorrer é necessário começar por colocar num tubo de ensaio o clorato de potássio -  $KClO_3$  - e aquecê-lo até ficar líquido.

Este aquecimento é necessário para quebrar as ligações do clorato de potássio, separando o oxigénio necessário à combustão do outro composto resultante dessa quebra, cloreto de



Figura 7: Aquecimento do clorato de potássio com um bico de bunsen.

potássio -  $KCl$ . Desta forma, o oxigénio que é libertado será essencial à reacção de combustão com a sacarose presente na goma, produzindo o fumo, constituído por água e dióxido de carbono. Quando ocorre uma reacção de combustão dá-se uma grande libertação de energia sob a forma de calor, podendo assim afirmar-se que se trata de uma reacção exotérmica.



Uma vez que se produzem grandes quantidades de energia na reacção de combustão, esta será consumida na

decomposição rápida do clorato de potássio que tenha sobrado, em cloreto de potássio e oxigénio, dando-se rápidas combustões em cadeia com grande libertação de energia. Este fenómeno é observado pela chama de luz rosa, proveniente do ião potássio.

### Curiosidades...

O caso dos ursinhos de goma pode ser um bom modelo para explicar o que ocorre no nosso metabolismo. Os hidratos de carbono que consumimos, usados pelas células no processo de respiração celular, apresentam uma estrutura molecular muito semelhante à sacarose dos pequenos ursos. Assim, tal como vemos nos ursinhos, na presença de oxigénio, os hidratos de carbono oxidam-se, produzindo grandes quantidades de energia, bem dióxido de carbono e água. Assim, as diferentes formas de energia criadas pela respiração celular são usadas por diferentes células do nosso corpo para que possam desempenhar as suas funções.

O clorato de potássio é um componente bastante usado quando misturado com carvão vegetal para o fabrico de fogos-de-artifício, já que as suas propriedades de bom oxidante lhe conferem capacidade para ser usado como propulsor e mesmo como fonte de calor para foguetes coloridos.



**Figura 8: Reacção da sacarose com o clorato de potássio, com libertação de uma chama branca/lilás.**

**Mais detalhes em:**

<http://listverse.com/2008/03/04/top-10-amazing-chemical-reactions/> [consultado em 5.Dez.2012]

<http://pdfdownload.com/pdf/gummi-bears-reaction-of-potassium-chlorate-and-sugar-33311724.html> [consultado em 20.Dez.2012]

## De que cor são os smarties?

Ana Teresa Valinhas<sup>a</sup>; Ana Knittel<sup>a</sup>; Cristina Gomes de Azevedo<sup>b</sup>; Marta Coelho<sup>c</sup>; Sara Borralho<sup>a</sup>

<sup>a</sup> Aluna do Mestrado Integrado em Engenharia Biológica, Instituto Superior Técnico, Av. Rovisco Pais 1, 1049-001 Lisboa.

<sup>b</sup> Centro de Química Estrutural, Departamento de Engenharia Química, Instituto Superior Técnico, Av. Rovisco Pais 1, 1049-001 Lisboa.

<sup>c</sup> Departamento de Engenharia Química, Instituto Superior Técnico, Av. Rovisco Pais 1, 1049-001 Lisboa.

Quais são as três cores primárias? Azul, amarelo e magenta. Como já sabemos, se misturarmos estas três cores, de diferentes formas, vamos obter novas cores. Se eu quiser fazer verde, como é que sei as cores que devem ser misturadas? Posso fazer uma cromatografia e descobrir.

Para fazermos esta experiência vamos precisar de um disco de papel de filtro, smarties, um cone de papel de filtro, álcool etílico, água, e uma tina de vidro.



**Figura 9: Montagem para a cromatografia dos corantes dos smarties**

Primeiro cortamos uma pequena circunferência no meio do nosso disco de papel de filtro. Escolhemos entre cinco a seis smarties de cores diferentes, molhamo-los e marcamos o papel de filtro com cada um, junto à circunferência central. Depois encaixamos o cone no meio do nosso disco, colocamos o sistema numa tina, onde previamente colocámos, com uma altura de 1 *cm*, uma solução de 4 partes de etanol para uma de água. No final tapamos a tina.

Passado algum tempo, podemos observar a formação de linhas com diferentes cores, a partir das manchas iniciais que fizemos com os smarties. As várias cores que observamos, são os diferentes

pigmentos que constituem as cores de cada smartie.

Aquilo que acabamos de fazer, chama-se uma cromatografia em papel.

A cromatografia é uma técnica de separação que foi utilizada pela primeira vez por um botânico russo chamado Mikhail Tswett em 1900, para separar pigmentos de folhas de

plantas, para os seus estudos sobre a clorofila. Devido à aplicação que deu à técnica chamou-lhe cromatografia, onde, em latim, *chrom* significa cor e *graphie* escrita.

Existem vários tipos de cromatografia, o que vamos exemplificar é cromatografia em papel, por adsorção. No processo de cromatografia existe sempre uma fase móvel e uma fase estacionária. Neste caso a fase móvel é a solução de álcool etílico e água e a fase estacionária ou fixa, é o papel de filtro.

A solução de álcool etílico ascende pelo papel de filtro até chegar às manchas coloridas. Quando aí chega depara-se com uma mancha que é constituída por diferentes compostos, que dão as cores aos smarties. As substâncias a serem separadas interagem com a celulose do papel, sendo que em razão das suas diferentes constituições, umas migram com maior e outras com menor velocidade.

Cada um desses compostos tem uma preferência diferente para estar ou não na solução. Aqueles que preferem mais estar na solução - interagem mais fortemente com o solvente -, são arrastados até mais longe, ao contrário de outros que ficam mais retardados - interagem melhor com o papel -, por preferirem estar na fase estacionária (no papel, que está parado). Por isso observou-se que ao se adicionar o solvente, álcool etílico, as cores começaram a espalhar-se, e, em alguns casos é mesmo possível notar a presença de mais de um corante na composição de uma só cor.

Formam-se então faixas, onde os compostos, ou seja, as cores que constituem a cor principal, ficam distribuídos por zonas (a que se chamam manchas). Por exemplo a mancha de cor (pigmento) verde vai-se separar em duas: uma azul e outra amarela. Conclusão, o composto químico que dá cor verde ao smarties é uma mistura de outros dois compostos, um azul e o outro amarelo.



**Figura 10: Início da cromatografia**



**Figura 11: Resultado da cromatografia, com visível separação dos pigmentos.**

**Curiosidades:**

A cromatografia teve muitos avanços ao longo do último século. Hoje em dia não é utilizada apenas para separar cores, mas também para fazer todo o tipo de doseamentos, como em fármacos, alimentos, poluentes e separação de componentes indesejáveis em várias misturas, pois permite separar os componentes de uma mistura.

## A Alquimia do Tesouro

### Um arco-íris açucarado

Ana Knittel<sup>a</sup>; Cristina Gomes de Azevedo<sup>b</sup>; Maria do Carmo Sacadura<sup>c</sup>; Marta Coelho<sup>d</sup>; Sara Borralho<sup>a</sup>

<sup>a</sup> Aluna do Mestrado Integrado em Engenharia Biológica, Instituto Superior Técnico, Universidade Técnica de Lisboa, Av. Rovisco Pais 1, 1049-001 Lisboa.

<sup>b</sup> Centro de Química Estrutural, Departamento de Engenharia Química, Instituto Superior Técnico, Universidade Técnica de Lisboa, Av. Rovisco Pais 1, 1049-001 Lisboa.

<sup>c</sup> Aluna do Mestrado Integrado em Engenharia Química, Instituto Superior Técnico, Universidade Técnica de Lisboa, Av. Rovisco Pais 1, 1049-001 Lisboa.

<sup>d</sup> Departamento de Engenharia Química, Instituto Superior Técnico, Universidade Técnica de Lisboa, Av. Rovisco Pais 1, 1049-001 Lisboa.

Nunca pensaste conseguir colocar um arco-íris dentro de um copo de água pois não?

Pois bem, a técnica é simples e a ciência explica.

Primeiro, ao adicionar a mesma quantidade de água aos vários copos que têm diferentes doses de açúcar, estamos a fazer com que cada uma das nossas amostras tenha uma certa densidade, diferente das outras.



**Figura 5. Soluções (água, açúcar e corante alimentar) com densidades crescentes.**

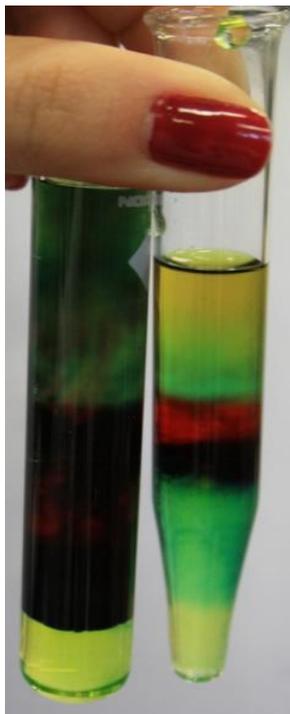
O corante vai apenas ajudar-nos a colorir as nossas amostras sendo que quando as juntarmos obtemos o nosso arco-íris.

O que acontece é que como a densidade de cada uma das soluções é muito diferente, e uma vez que se utiliza uma pipeta ou uma colher para verter as misturas cuidadosamente e sem agitação, é possível sobrepô-las sem que se misturem.

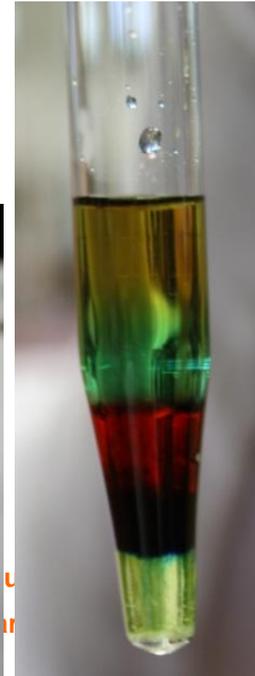
Um ponto a ter em atenção é que a solução de maior densidade encontra-se na base do copo e a de menor densidade no topo.

Mas afinal o que é isto de densidade?! Ora bem, densidade é um conceito que podemos relacionar com o “peso”. Todos nós já ouvimos o provérbio *a verdade é como o azeite, vem sempre ao de cima...* Apenas com a arte popular de fazer provérbios, percebemos que quanto se misturam água e azeite, este último fica sempre por cima e por muito que tentemos misturar, nunca mudam de posição. Isto acontece porque a sua densidade é menor.

Neste caso, como a solução com maior quantidade de açúcar é a mais densa, encontra-se no fundo do copo. Apesar de peso e densidade serem grandezas físicas diferentes, é uma boa aproximação igualá-las para o que se quer mostrar, isto é, que a solução com maior



quantidade de açúcar é (está no fundo do copo) menor quantidade de “leve” (está no topo do



a mais “pesada” e a solução com açúcar é a mais copo).

Ao contrário do azeite e da água que têm certas propriedades físico-químicas tão distintas, que não os deixam misturarem-se, (dizem-se imiscíveis) o açúcar e a água misturam-se e por isso se dizem miscíveis. Por esta razão, se despejarmos depressa e sem cuidado, todas as soluções se misturam e não temos as cores iniciais distintas mas sim um grande borrão (tubo da esquerda). Se, pelo contrário a adição for feita por ordem decrescente de densidade (da solução mais densa para a menos densa) e com cuidado para não se misturarem ficamos com o “arco-íris” dentro do copo.

**Figura 7: Quando não se tem cuidado a “fazer química”, o resultado pode ser desastroso.**

## O truque que enganou o alquimista

Ana Teresa Valinhas<sup>a</sup>; Ana Knittel<sup>a</sup>; Cristina Gomes de Azevedo<sup>b</sup>; Marta Coelho<sup>c</sup>; Sara Borralho<sup>a</sup>

<sup>a</sup> Aluna do Mestrado Integrado em Engenharia Biológica, Instituto Superior Técnico, Universidade Técnica de Lisboa, Av. Rovisco Pais 1, 1049-001 Lisboa.

<sup>b</sup> Centro de Química Estrutural, Departamento de Engenharia Química, Instituto Superior Técnico, Universidade Técnica de Lisboa, Av. Rovisco Pais 1, 1049-001 Lisboa.

<sup>c</sup> Departamento de Engenharia Química, Instituto Superior Técnico, Universidade Técnica de Lisboa, Av. Rovisco Pais 1, 1049-001 Lisboa.

A alquimia surgiu na Idade Média e tinha dois principais objectivos: a conversão de metais de valor inferior em ouro e a descoberta do elixir da vida eterna. Bem, este último ainda não foi descoberto, mas será que conseguimos converter cobre em prata e ouro?

Nesta experiência tentar-se-á fazê-lo com moedas de cobre.

Para tal, precisamos de moedas de cobre, previamente lavadas com algum tipo de solução ácida, como vinagre ou sumo de limão. De seguida são colocadas numa solução de zinco e hidróxido de sódio, perto da fervura, até ficarem nitidamente prateadas. Já transformámos uma moeda de cobre em prata!

Para conseguirmos chegar ao tão desejado ouro, uma dessas moedas é levada à chama do bico de bunsen até se tornar dourada.



**Figura 8: Limpeza das moedas em solução ácida**

## O que aconteceu?

Graças às reacções químicas que ocorreram, chamadas de oxidação-redução, não foi alcançado um dos maiores sonhos dos alquimistas, mas sim um grande truque de ilusionismo. Na realidade, o que aconteceu foi que o zinco, que estava em suspensão na solução de hidróxido de sódio, depositou-se sobre o cobre, dando a ilusão de que as moedas de cobre tinham sido transformadas em prata.

Na segunda parte da nossa experiência, observou-se a passagem da cor prateada para dourada devido ao contacto com a chama. Mais uma vez, não conseguimos transformar prata em ouro, mas em vez disso produzimos uma liga metálica: o latão.

Então mas o que são reacções de oxidação-redução?



As reacções de oxidação-redução são reacções onde há transferência de electrões entre um oxidante e um redutor. Estes dois agentes têm dois papéis complementares: O oxidante, capta electrões, reduzindo-se e provocando a oxidação do redutor. Da mesma forma o redutor, doa electrões, oxidando-se e provocando a redução do oxidante. Um par redox é o conjunto do oxidante e do redutor para uma determinada espécie, por exemplo, em meio ácido, um dos pares redox do zinco é dado por  $Zn^{2+}/Zn$ , onde  $Zn^{2+}$  é o estado oxidado do zinco e  $Zn$  é o estado reduzido. A cada par redox corresponde um valor de uma grandeza designada de potencial de redução padrão, que dá uma medida da “força” do redutor ou do oxidante, Quanto maior for o potencial de

**Figura 96: Solução de hidróxido de sódio com pó de zinco**

redução padrão de um par redox, mas fácil é a sua redução.

Isto é, se colocarmos um par redox adequado na presença de outro igualmente apropriado, irá ocorrer uma reacção de oxidação-redução, sem

que tenhamos que fornecer energia ao sistema. A esse sistema podemos dar o nome de célula electroquímica, que não é mais do que uma pilha. Ao local onde se dá a oxidação chamamos o ânodo e ao local onde se dá a redução chamamos o cátodo.

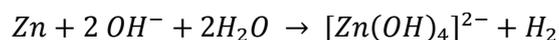
Para nos ajudar a compreender esta experiência recorreremos a uma série electroquímica (seriação quantitativa dos valores dos potenciais de redução padrão) onde podemos ler os potenciais de redução padrão de vários pares redox. Mas então porque é que o zinco se deposita sobre o cobre?

**Tabela 1: parte da Série electroquímica**

Equilíbrio	Potencial de redução - $E_{red}^0$ (V)
$[Zn(OH)_4]^{2-} + 2e^- \rightarrow Zn + 4OH^-$	-1,22
$2H_2O + 2e^- \rightarrow H_2 + 2OH^-$	-0,8277
$Zn \rightarrow Zn^{2+} + 2e^-$	-0,76
$Cu \rightarrow Cu^{2+} + 2e^-$	+0,34

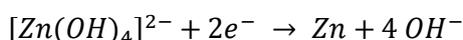
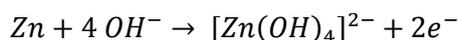
Vamos analisar com mais atenção que reacções ocorrem nesta fase da nossa experiência.

O zinco ao ser colocado numa solução de hidróxido de sódio sofre uma reação de oxidação em meio básico, a quente, formando o ião zincato -  $[Zn(OH)_4]^{2-}$ , em que formalmente o Zn é  $Zn^{2+}$ . Como podemos ver na tabela, a água a formar hidrogénio tem um potencial de redução menos negativo que o do ião zincato, logo concluímos pelo par redox  $H_2O/H_2$  que a água tem potencial para oxidar o Zn



Ao colocarmos a moeda de cobre nesta solução vai acontecer algo muito curioso.

Todos nós sabemos que o cobre é um excelente condutor (não fossem os fios eléctricos feitos de cobre!). Ora bem, mais uma vez, será esta a sua função nesta experiência, ou seja, a moeda de cobre em contacto com o pó de Zn vai-se comportar como uma célula electroquímica. Uma imagem que podemos usar para clarificar a situação é pensar que os 2 electrões libertados na oxidação do Zn a ião zincato, podem também ser usados por esse anião para regenerar Zn, formando-se  $OH^-$  em simultâneo.



Bem, parte do zinco (metálico) presente na solução, ao entrar em contacto com o cobre da moeda, oxida-se a ião zincato doando dois electrões ao cobre, já que este é um excelente condutor. Por sua vez se o cobre “toca” em algum ião zincato, transfere estes dois electrões, fazendo com que o ião passe a zinco metálico novamente. Este zinco vai ficar depositado nas paredes da moeda.

Como o zinco têm uma cor acinzentada, a moeda fica toda dessa cor, dando a ilusão que a transformámos em prata.

Já tínhamos referido que produzimos latão quando pusemos a moeda prateada em contacto com a chama.

O latão é uma liga metálica. Uma liga metálica, não é mais que um material com características metálicas produzido através da fusão de metais, e por vezes outros



Figura 10: Moedas de cobre, prata e ouro.

elementos, em percentagens bem definidas. Existem vários exemplos de ligas metálicas: o aço, que é uma mistura de carbono e ferro, muito usado na construção, o bronze, constituído por cobre e outros compostos, usado para a construção de armas e ferramentas pré-históricas e estátuas e o latão, constituído por cobre e zinco. O latão é usado em revestimentos de torneiras mas também para a construção de instrumentos de sopro.

Assim se “fez” prata a partir de cobre e se “transformou” a prata em ouro.

**Mais detalhes em:**

<http://www.uni->

[regensburg.de/Fakultaeten/nat\\_Fak\\_IV/Organische\\_Chemie/Didaktik/Keusch/D-Coin-e.htm](http://www.uni-regensburg.de/Fakultaeten/nat_Fak_IV/Organische_Chemie/Didaktik/Keusch/D-Coin-e.htm)

[consultado em 20.Dez.2012]

## **Show do Azoto – O Ciclo da Água.**

### **Experiências com azoto líquido, neve carbónica (gelo seco) e bolas de sabão.**

Clementina Teixeira\*, Marta Smith\*\*, Gonçalo Santos\*\*\*, João Vilhena Moreira\*\*, Mafalda Lancinha\*\*, Carolina Belchior\*\*, Ana Sofia Borrego\*\*, Vera Silva\*\*, Nuno Pedro Lourenço\*\*

\*Centro de Química Estrutural, Departamento de Engenharia Química, Instituto Superior Técnico, Av. Rovisco Pais 1, 1049-001 Lisboa.

\*\*Alunos do DEQ, monitores em ações de divulgação.\*\*\*Departamento de Química, Faculdade de Ciências da Universidade de Lisboa

### *Lição sobre a água*

*Este líquido é água.*

*Quando pura*

*é inodora, insípida e incolor.*

*Reduzida a vapor,*

*sob tensão e a alta temperatura,*

*move os êmbolos das máquinas que, por isso,*

*se denominam máquinas de vapor.*

*É um bom dissolvente.*

*Embora com exceções mas de um modo geral,*

*dissolve tudo bem, bases e sais.*

*Congela a zero graus centesimais*

*e ferve a 100, quando à pressão normal.*

*Foi neste líquido que numa noite cálida de Verão,*

*sob um luar gomoso e branco de camélia,*

*apareceu a boiar o cadáver de Ofélia*

*com um nenúfar na mão.*

António Gedeão, Rómulo de Carvalho.

### **A viagem de uma gota de água**

Vamos fazer experiências com gotas de água. Sigamo-la no seu trajeto, desde a forma de vapor, invisível no ar que respiramos, até a fazermos condensar formando nuvens. Vamos aprisioná-la formando blocos de gelo e lindos cristais de neve. Vocês já pensaram na viagem feita por uma simples gota de água? Que transformações sofreu, por onde andou na terra ou no céu, formando nuvens, ou na chuva que delas cai, no gelo dos glaciares, na neve que

tomba silenciosamente, nas lágrimas que vertemos, enfim, todo o percurso que fez no tempo e no espaço até poder chegar até nós?

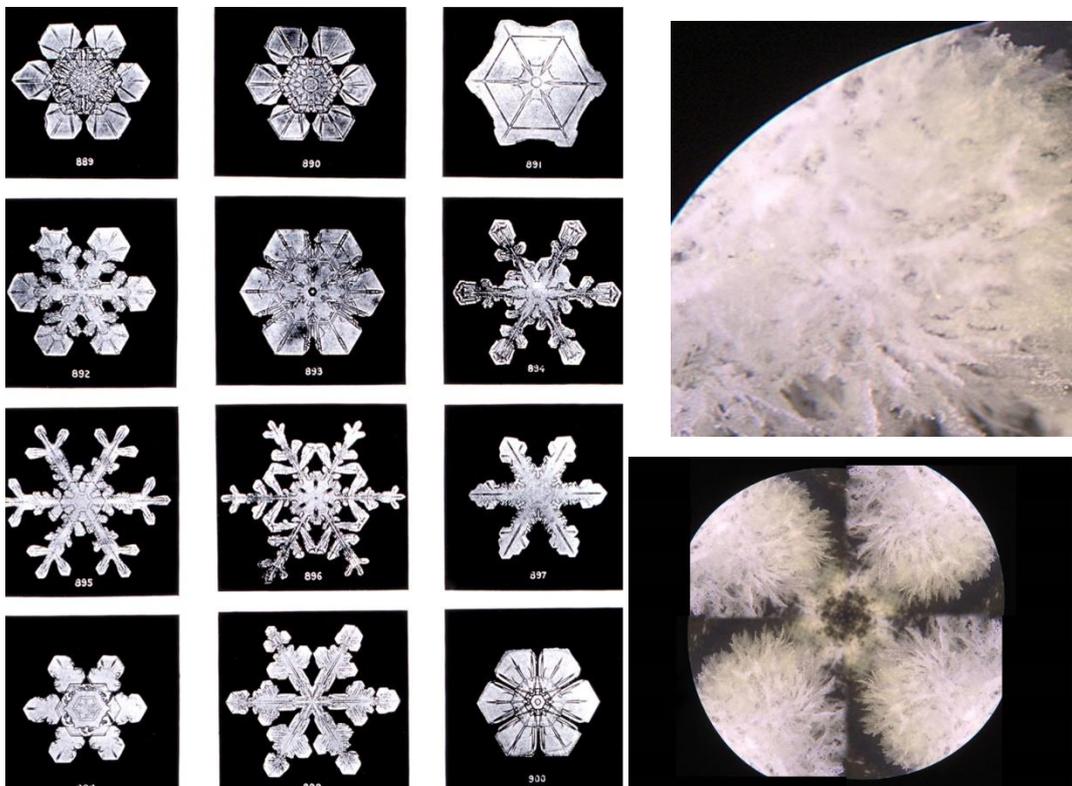


Figura 1- Impacto de uma gota de água contendo milhões e milhões de moléculas mantidas por forças atrativas designadas por forças intermoleculares e ligações por pontes de hidrogénio. São estas forças que a mantêm coesa, graças ao fenómeno designado por tensão superficial. Esta é responsável pela forma esférica da gota, forma essa que minimiza a sua energia de superfície. O impacto na superfície da água líquida contida no recipiente provoca uma repercussão "para cima" e leva à formação de pequenas ondas [1].

Nesta série de experiências pretendemos ilustrar as propriedades dos principais estados físicos da matéria, gases, líquidos e sólidos, bem como várias mudanças de estado. Para esse efeito recorreremos a substâncias que fazem parte do nosso meio ambiente: o ar, o azoto, o dióxido de carbono e a água. Só que, o azoto que usamos, encontra-se no estado líquido, a  $-196^{\circ}\text{C}$  e o dióxido de carbono, no estado sólido, a  $-78^{\circ}\text{C}$ , algo que não é habitual para este elemento e para este composto. As experiências são aparatosas, envolvem riscos que só pessoas experientes conseguem ultrapassar e nem sempre o papel relevante é dado à água, sempre presente nestas experiências. **Quando se fazem experiências com azoto líquido e com neve carbónica em laboratórios, salas de aulas e anfiteatros, ou quando se transportam em veículos, é da máxima importância garantir um bom arejamento, para evitar que a concentração de oxigénio do ar baixe para valores considerados perigosos. Esta é uma regra de segurança fundamental, na medida em que a vítima pode não se aperceber dos sintomas de asfixia, o que leva à rápida perda de conhecimento e motricidade, podendo ser fatal. As regras de**

**segurança para transporte e manuseamento de gelo seco, são as mesmas.**  
**Utilizar óculos de segurança, luvas sempre que possível.**

O ar é uma mistura que na Natureza se apresenta no estado gasoso e como mistura reflete as propriedades físicas e químicas dos seus componentes., tendo uma composição variável. De uma forma aproximada e em volume, o ar seco contém 21% de oxigénio  $O_2$  (g), elemento químico essencial à vida e 79% de azoto,  $N_2$  (g). Este último elemento é considerado inerte pela sua baixa reatividade, mas também nos é necessário: se a atmosfera apenas contivesse oxigénio o nosso metabolismo seria muito mais acelerado e a nossa vida muito mais curta. Só nos casos de doenças graves é que se administra aos pacientes oxigénio puro, para garantir a sua chegada às células e tecidos, em casos de doenças de insuficiência pulmonar e hipoxia. A composição do ar varia de local para local, com a altitude, dos meios urbanos para os meios rurais, podendo apresentar substâncias formando fases diferentes, como é o caso das suspensões de poeiras, de poluentes, pólenes, etc.. A composição do ar atmosférico vem indicada com mais rigor numa publicação anterior [2] e como toda a gente sabe, nele também se encontra a água na forma de vapor,  $H_2O$  (g), incolor e inodoro (ar húmido).



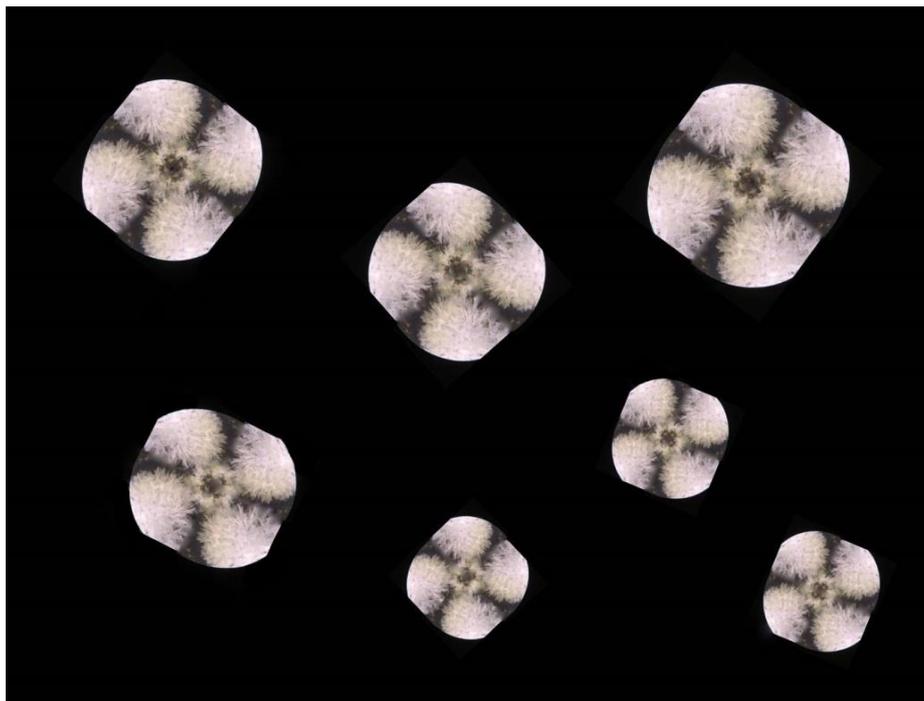


Figura 2- Formas comuns de cristais de neve, em cima, à esquerda [3]. Em cima, à direita, mostram-se alguns cristais dendríticos de água, formados à superfície de um palito de gelo seco, à temperatura de  $-78^{\circ}\text{C}$ , observados à lupa estereoscópica com uma ampliação de 10x (fotomicrografia). Em baixo, padrões decorativos construídos a partir das fotomicrografias, <http://web.ist.utl.pt/clementina/microscopiaquimica1>.

As nuvens que pairam no ar são constituídas por pequenas gotículas de  $\text{H}_2\text{O}(\text{l})$  condensadas a partir do vapor, em torno de poeiras e pequenas partículas em suspensão e, em climas frios, também transportam pequenos cristais de  $\text{H}_2\text{O}(\text{c})$  (Figura 2), formados por solidificação de gotículas condensadas e também por deposição (passagem do estado gasoso ao estado sólido, mudança de estado contrária à sublimação). A água, além de ser um solvente por excelência, pode atuar como ácido e como base, é uma substância anfotérica. Nas nossas experiências reage com gelo seco,  $\text{CO}_2(\text{c})$ , atuando como base e formando ácido carbónico que se dissocia. Podemos seguir esta reação à lupa estereoscópica, observando um pedaço de gelo seco a reagir com algumas gotas de indicador de pH universal em solução aquosa concentrada, obtendo-se a cor vermelha, acusando a acidez do meio, Figura 3.

O dióxido de carbono  $\text{CO}_2(\text{g})$  é um composto que é expelido pelos nossos pulmões, juntamente com o vapor de água, existe apenas numa percentagem de 0.04% no ar seco, sendo o responsável pelo efeito de estufa. As suas emissões, resultantes da crescente industrialização, estão ligadas ao aquecimento global e às alterações climáticas.

É possível liquefazer o ar, aproximando as suas moléculas, aumentando assim a coesão



Figura 3- Gelo seco reagindo com solução aquosa de indicador de pH universal, a  $-78^{\circ}\text{C}$ , ao mesmo tempo que sublima, borbulhando de forma constante. Notam-se ainda pequenos cristais de água que se formam sobre os palitos de gelo seco, provenientes do vapor de água atmosférico que condensa e congela e também sofre deposição. Padrão construído por reflexão a partir da fotomicrografia (10x), um eixo de simetria de reflexão. (Ver o videoclip, Perfeito coração, <http://web.ist.utl.pt/clementina/microscopiaquimica5/> ).

entre elas até que ocorra a mudança de estado, de gás para líquido, o que é feito recorrendo a ciclos de compressão e arrefecimento. O ar liquefaz a  $-194^{\circ}\text{C}$ . Também é possível separar o ar líquido nos seus componentes,  $\text{O}_2$  (l) e  $\text{N}_2$  (l), pois eles têm pontos de ebulição diferentes,  $-183^{\circ}\text{C}$  e  $-196^{\circ}\text{C}$ , respetivamente. O processo industrial designa-se por destilação fracionada. O  $\text{N}_2$  (l), incolor e inodoro, é usado na congelação de alimentos, tecidos biológicos e órgãos, bem como para o armazenamento e manipulação em ambientes inertes. O  $\text{CO}_2$  (g) solidifica por deposição, mudança de estado inversa da sublimação, o que é feito industrialmente, ou em máquinas apropriadas, formando a neve carbónica,  $\text{CO}_2$  (c), passando diretamente do estado gasoso ao estado sólido sem passar pelo estado líquido, daí a designação de gelo seco. À pressão atmosférica sublima a  $-78^{\circ}\text{C}$ , é utilizado como agente criogénico na preservação de substâncias, na extinção de incêndios, na preparação de bebidas gaseificadas, etc. É um gás irritante, incolor e inodoro, mais denso do que o ar, tendo propriedades ácidas.

### Sólidos :

- Forma e volume constantes, incompressíveis.
- As partículas que os constituem mantêm-se unidas por forças de coesão muito fortes: ligações primárias fortes (iônica, covalente, metálica) ou ligações secundárias mais fracas (forças intermoleculares e pontes de hidrogênio).
- Os movimentos translacionais e rotacionais das partículas constituintes de um sólido são totalmente proibidos ou severamente condicionados. Os movimentos vibracionais são permitidos.

### Classificação dos sólidos:

- **Cristalinos:** estrutura ordenada e formada por repetição de um motivo (célula unitária) num espaço tridimensional. Apresentam pontos de fusão bem definidos, quando puros e as suas propriedades físicas são direccionais, ou seja, apresentam anisotropia.
- **Amorfos:** não têm uma estrutura ordenada. Podem, porém, apresentar ordem a curta distância ou ainda outro tipo de simetria que não resulta da repetição de um motivo. São isotrópicos e não apresentam ponto de fusão definido, mas sim um intervalo de fusão. Do ponto de vista estrutural são semelhantes aos líquidos (vidros, polímeros, etc.).
- **Sólidos hemicristalinos:** são constituídos por cristais e simultaneamente por matéria amorfa (alguns polímeros e proteínas, etc.).

### Líquidos:

- Forma variável, incompressíveis, volume constante.
- Movimentos translacionais permitidos mas com restrições, movimentos vibracionais e rotacionais permitidos, podem apresentar ordem a curta distância.
- Forças de coesão intermédias.

**Gases :** forma e volumes variáveis, compressíveis, todos os graus de liberdade nos movimentos das partículas que os constituem, as forças de coesão são muito fracas.

Movimentos translacionais, G, L  
Movimentos vibracionais, G, L, S  
Movimentos rotacionais, G, L



### Características dos sólidos, líquidos e gases

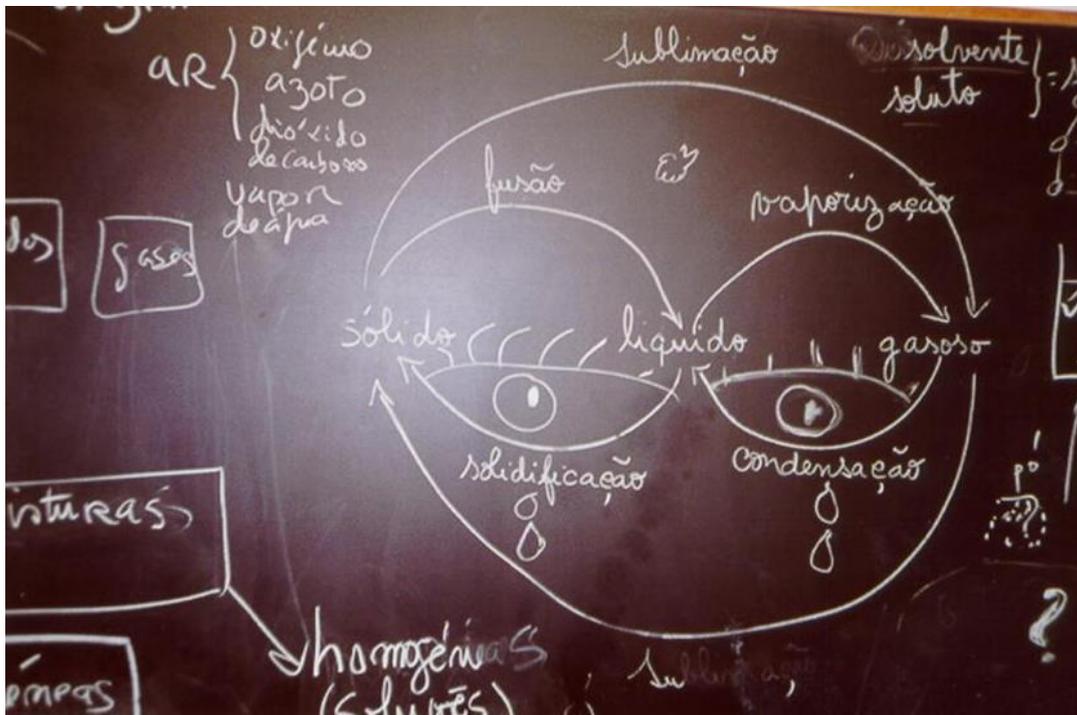


Figura 4 - Características principais dos sólidos, líquidos e gases. Mudanças de estado. A visão de crianças do 4º ano, que alteraram à sua vontade o esquema feito no quadro. Projeto

Ciência Viva, PIV-1252-Os Cristais no 1º Ciclo do ensino básico, Agrupamento de Escolas de Penamacor (estudo do meio).

### **As nossas experiências com azoto líquido, neve carbónica e bolas de sabão.**

A descrição destas experiências foi feita de forma quase que exaustiva numa outra publicação [2], pelo que remetemos para ela o leitor interessado.

#### **1 - O estado gasoso e suas propriedades: a equação dos gases perfeitos? A experiência do balão “serpentês” ou “o encantador de serpentes”.**

Balões moldáveis compridos, cheios de ar, contraem-se ao serem mergulhados em  $N_2(l)$ , contido em Dewars: o volume ocupado por um gás aumenta com o aumento de temperatura e vice-versa. Ao passar da temperatura ambiente para  $-196^\circ C$  dá-se a contração de volume.

#### **2 - O “Bafo Condensado”: variações de volume com a temperatura e estouros! Estado gasoso e mudança de estado.**

Balões comuns cheios a sopro, o qual é constituído por  $H_2O(g)$ ,  $CO_2(g)$  e eventualmente algum ar, são mergulhados em  $N_2(l)$ , contraem-se e no seu interior forma-se um líquido resultante da condensação das substâncias provenientes da expiração. Ao retirar o balão, dá-se de novo a expansão. Repetindo os ciclos o balão acaba por estourar (a borracha torna-se quebradiça a baixa temperatura).

#### **3 - Recipientes metálicos ou kitsatos de vidro com tubagem lateral permitem encher, fazer voar e estourar balões! Estado gasoso e mudanças de estado.**

O  $N_2(l)$  entra em ebulição e vaporiza no interior duma cuba metálica ou de um kitsato de vidro resistente com tampa hermética, fica pressurizado e permite encher os balões ligados à tubuladura lateral. Podem-se soltar, rodopiando no ar, ou até rebentar. Após o rebentamento do balão dá-se o escape pelo tubo lateral, num jato de gás com gotículas de água suspensas formadas por condensação do vapor de água da atmosfera. Este também condensa e solidifica, formando cristais de neve sobre as paredes do recipiente. Deixando o Kitsato cheio de  $N_2(l)$  em repouso, podem-se formar várias camadas sobre as suas paredes. Podem-se retirar com uma espátula e fazê-las cair sobre as pessoas.

Esta experiência também pode ser feita colocando alguns palitos de  $CO_2(c)$  no kitsato, embora seja mais demorada, pois o gelo seco leva mais tempo a sublimar até pressurizar e encher o balão completamente. Pode-se acelerar o processo aquecendo o kitsato com uma pistola de vapor a alta temperatura, Ariete.

#### **4 - Medição de temperaturas negativas com um termómetro digital.**

Todas as medidas de temperatura são feitas com um termómetro digital, provido de sonda de baixa temperatura. Basta introduzir a sonda num Dewar com  $N_2(l)$  e ela irá estabilizar à temperatura de  $-196^\circ\text{C}$ . Colocada na neve carbónica irá indicar a temperatura de  $-78^\circ\text{C}$ . Numa mistura criogénica de etanol e  $N_2(l)$ , o slush ou lama de etanol, irá indicar a temperatura de congelação do álcool,  $-114^\circ\text{C}$ , embora na realidade a congelação não chegue a ser visível. Os álcoois são utilizados como agentes preventivos contra a congelação durante a preparação de substâncias que se querem preservar em  $N_2(l)$ .

#### **5 - Quente e frio, medição da temperatura com termómetro digital.**

O azoto líquido é lançado num recipiente metálico, um tacho de alumínio, com formação de nuvens brancas (condensação do vapor de água da atmosfera). Lança-se água quente e introduz-se depois a sonda do termómetro, que acusa uma temperatura elevada à superfície e mais abaixo uma temperatura baixa, quando atinge a camada de  $N_2(l)$ .

#### **6 - A chaleira ruidosa**

$N_2(l)$  numa chaleira de tampa plástica vaporiza. O fluxo de gás e vapor formado faz apitar a chaleira, que deita abundantes jatos de gás  $N_2(g)$ , com gotículas de água suspensas.

#### **7 - O sifão de borracha e o chicote, o escovilhão maravilha**

Uma borracha de vácuo é mergulhada em  $N_2(l)$  que pressuriza e sobe imediatamente por capilaridade, respingando à volta e funcionando como um sifão, vaporizando e formando nuvens brancas. A borracha congelada cobre-se de cristais de gelo, perde a plasticidade e torna-se tão quebradiça como um pedaço de vidro e (cuidado!), pode cortar. Parte-se a borracha congelada, batendo com ela numa mesa como se fosse um chicote. Utilizar óculos de segurança. Mergulha-se em  $N_2(l)$  um escovilhão de plástico que permite fazer nuvens para a assistência.

#### **8 - Desafio-te para um duelo-congelar uma luva de latex.**

O latex torna-se quebradiço depois de mergulhado em  $N_2(l)$ , as luvas atiram-se para o chão, pisam-se e desfazem-se aos bocados.

#### **9 - Gelo instantâneo, copinhos de gelo, estatuetas de gelo, mudança de estado.**

Balões - bomba de carnaval com água, congelam-se no  $N_2(l)$ . Os balões rebentam com o aumento de volume da água ao congelar, devido à formação de pontes de hidrogénio. Tira-se “a pele” do balão roto com uma tenaz e os blocos de gelo formados parecem peras! Não deixando congelar totalmente, podem ser moldados em copos de gelo, pressionando

levemente, pois o ponto de fusão da água baixa, com o aumento de pressão. Se houver congelação total, a temperatura dos blocos de gelo pode baixar a vários graus negativos, pois desaparece a fase líquida necessária para manter as duas fases em equilíbrio, a 0°C. A experiência ainda resulta mais com água corada, podendo obter-se gelo instantâneo de várias cores para moldar e colar por pressão. Fazendo circular os copinhos usando como proteção panos de lã, estes, ficam colados ao pano! A água gelada serve de “cola”. O gelo assim formado não é cristalino, pois a mudança de estado é demasiado rápida.

#### **10 - If I had a hammer - Banana Split-perda de propriedades.**

Uma banana congelada em  $N_2(l)$ , dentro de um Dewar, fica tão dura que se transforma num martelo, usado para pregar um prego numa tábua. Ao fazê-lo pode partir - “banana split”! Ao voltar à temperatura ambiente amolece ficando com a casca completamente enegrecida.

#### **11 - Congelação de alimentos e verduras - o efeito do teor em água das substâncias.**

Flores de cores berrantes; folhas de plantas de jardim; folhas de alface; tomates de cocktail; uvas pretas; salsichas de cocktail; a rama de uma batata-doce, de uma cenoura, ou de um nabo, tudo pode ser congelado instantaneamente em  $N_2(l)$ ! Tudo fica quebradiço devido ao elevado teor em água nos tecidos, a qual aumenta de volume ao congelar. Fazem-se circular os pedaços de alimentos congelados pela audiência, usando pequenas pegas ou luvas para os segurar. A temperatura a que se encontram chega a atingir -20°C ou menos, pelo que queimam as mãos e podem “colar-se” a elas, se estas estiverem húmidas. A congelação de uma alface inteira, colocada dentro de um tacho contendo o  $N_2(l)$  é muito divertida, batendo na alface congelada com uma colher de pau para a fragmentar aos bocadinhos fazendo uma espécie de “caldo verde”.

#### **12 - Experiência da luva cheia.**

Introduzem-se numa luva de latex palitos de gelo seco e fecha-se a luva com um nó. O gelo seco vai sublimando com uma expansão formidável. Ao fim de algum tempo a luva gigante estoura espetacularmente. Se a luva cheia de  $CO_2(g)$  for mergulhada em  $N_2(l)$ , o gás volta a solidificar por deposição, dado que a temperatura baixa a -196°C, passando o  $CO_2(g)$  ao estado sólido a -78°C. Agitando a luva com o sólido, obtemos o ruído de maracas.

#### **13 - Banho de espuma.**

Palitos de gelo seco em água quente com detergente, fazem bolhas que rebentam e rodopiam. Os palitos ficam rodeados de gelo por solidificação da água. Com um corante vermelho a experiência torna-se ainda mais apelativa. Os palitos parecem barquinhos assentes em pequenos blocos de gelo e sobem, devido à diminuição de densidade da água congelada,

rodopiando na superfície, lançando fumos brancos de pequenas gotículas de água condensada.

#### **14 - Gelo seco em proveta ou balão com indicador de lírio, de couve roxa e de indicador universal.**

Os palitos são introduzidos num balão volumétrico ou proveta cheios com solução de NaOH contendo cerca de 6 ml de indicador universal em solução concentrada. À medida que se dá a reação de ácido-base as cores vão variando do roxo para o verde, amarelo, laranja e finalmente vermelho quando a solução fica ácida. Ao mesmo tempo, os vapores sublimados descem em nuvens brancas espessas arrastando gotículas de água, mostrando também que o  $\text{CO}_2$  (g) tem uma densidade superior à do ar. O indicador universal pode ser substituído pelo suco de lírios roxos esmagados ou de couve roxa.

#### **15 - Gelo seco em garrafa de champanhe, bebidas gaseificadas.**

Introduzindo palitos de  $\text{CO}_2$  (c) numa garrafa de champanhe com água, obtemos água carbonatada que funciona como uma gasosa e podemos simular o estouro equivalente à abertura de uma garrafa de champanhe. O cuidado a ter é não colocar demasiados palitos de gelo seco para não pressurizar demais! Usar óculos de segurança e cuidado com os candeeiros, a pressão pode ser muito superior à de uma garrafa de champanhe normal!

#### **16 - Gelo seco ao microscópio.**

Observando um palito de gelo seco com uma lupa estereoscópica obtemos cristais de neve e correntes de  $\text{CO}_2$  (g) a sublimar, que fazem lembrar uma tempestade polar. Ao fim de algum tempo também se pode observar a formação de gelo (Figura 2).

#### **17 - Apoteose final – O caldeirão das Bruxas com bolas de sabão!**

Misturam-se água quente, gotas de corante vermelho ou de cor intensa, mistura de detergente para bolas de sabão, com champô de bebé, glicerina e totocola e lança-se o  $\text{N}_2$  (l). Podem adicionar-se alguns palitos de gelo seco. Formam-se bolhas e espumas, com libertação de espessas nuvens brancas. Estas bolhas com glicerina são bastante estáveis, formam uma fina camada elástica que interage com a luz, formando as cores do arco-íris e até podem acabar por ficar congeladas. Lança-se azoto líquido para o chão, provocando a formação de nuvens frias, devidas à condensação do vapor de água da atmosfera.

#### **Referências**

[1] [http://pt.wikipedia.org/wiki/Ficheiro:Water\\_droplet\\_blue\\_bg05.jpg](http://pt.wikipedia.org/wiki/Ficheiro:Water_droplet_blue_bg05.jpg)

[2] a) Teixeira, C., André, V., Lourenço, N., Chaves, S., Smith, M., Lancinha, M., Belchior, C., em “*Show de Azoto: O Azoto Mega Show! Experiências com azoto líquido, neve carbónica e bolas de sabão*”, “Laboratórios Abertos 2011”, Lemos, M.A., Gomes Azevedo, C., eds., DEQB - Publicações, ISBN: 978-989-96933-2-6, 2011, p.86-94.

b) Teixeira, C., Smith, M., Santos, G., Moreira, J.V., Lancinha, M., Belchior C., Borrego, A.S., Silva, V., André, V., em “*Show do Azoto-O ciclo da água*”, “Laboratórios Abertos 2013”, Lemos, M.A., Gomes Azevedo, C., eds., DEQ - Publicações, submetido.

[3] <http://pt.wikipedia.org/wiki/Ficheiro:SnowflakesWilsonBentley.jpg>

### **Agradecimentos**

Clementina Teixeira agradece o financiamento da FCT, Projeto estratégico PEst-OE/QUI/UI100/2011.

## O que é a Química Orgânica?

Dulce Elisabete Bornes Teixeira Pereira Simão

Centro de Química Estrutural, Departamento de Engenharia Química, Instituto Superior Técnico, Av. Rovisco Pais 1, 1049-001 Lisboa.

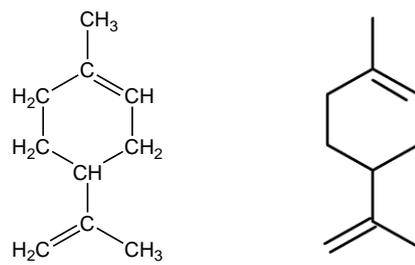
Toda a matéria é constituída por moléculas que por sua vez é constituída por conjuntos de átomos ligados entre si. A Química Orgânica é a química dos compostos de carbono e é a base de toda a vida na terra. Existe uma enorme variedade de compostos orgânicos. Estes podem ser obtidos a partir de produtos naturais por extração, ou a partir de outros produtos químicos por reação. Deste modo podem obter-se novas moléculas, úteis no desenvolvimento de novos materiais, fármacos e outras biologicamente activas. Nas seguintes experiências pretende-se mostrar como se podem isolar compostos orgânicos de produtos naturais e como obtê-los por transformação (reações). Pretende-se ainda mostrar a importância da presença ou ausência de luz nesta área da química.

### À Luz do Dia



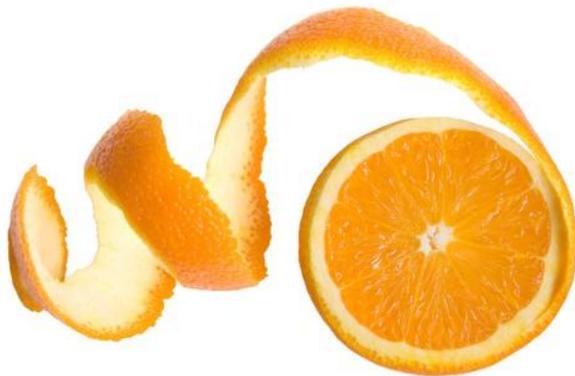
### Isolamento do limoneno do óleo de laranja

Nesta experiência, mostramos como podemos isolar o limoneno, o principal constituinte do óleo de laranja (Sumol), um produto da indústria de sumos. Este composto orgânico é constituído por átomos de carbono e hidrogénio.



**Figura 1 – Duas fórmulas de estruturas químicas do limoneno.**

É obtido por extração mecânica da casca de laranja e é usado como aromatizante nas indústrias farmacêutica, de cosmética e alimentar. O óleo de laranja contém 95% de limoneno, e outros compostos, num total de cerca de 30 constituintes.



**Figura 2 – Laranja e produtos da indústria que contêm limoneno na sua constituição.**

A figura 3 mostra a montagem de destilação por arrastamento de vapor para isolar o limoneno<sup>1</sup> do óleo de laranja.



**Figura 3 - Destilação por arrastamento de vapor**

O destilado (água e limoneno) é passado para uma ampola de decantação (Figura 4) onde se processa uma decantação em funil para separação dos dois líquidos imiscíveis e com diferentes densidades.

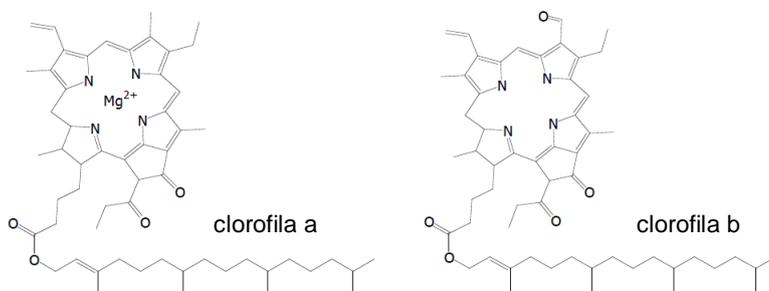


**Figura 4 - Separação do limoneno (fase orgânica) da fase aquosa**

Foto de Beatriz Matafome e Marina Elisário

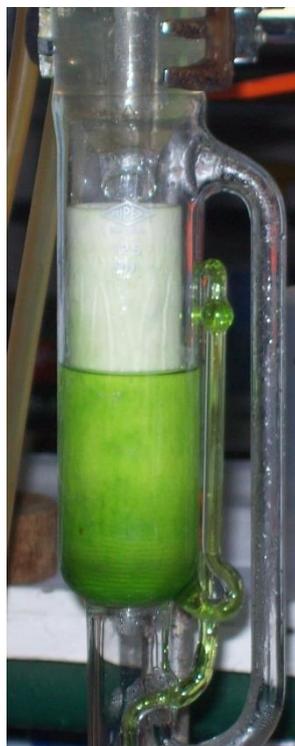
### Isolamento de clorofila dos espinafres

Os principais pigmentos existentes nas folhas de espinafres são os compostos orgânicos clorofila a, b (Figura 5). A clorofila é um composto foto receptor da luz visível, essencial para a realização da fotossíntese.



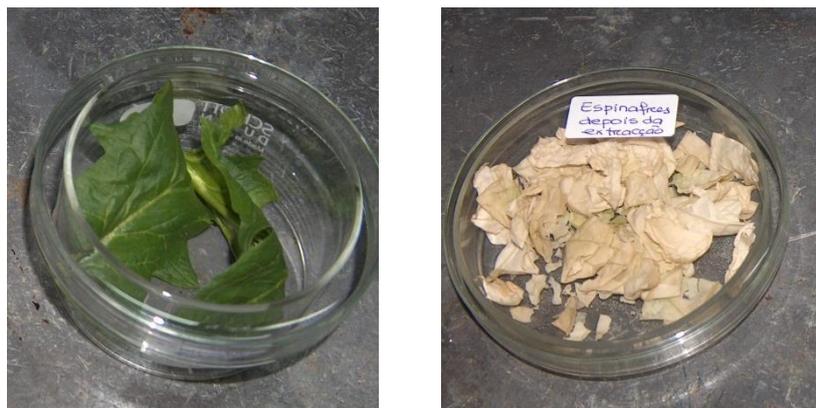
**Figura 5 – Espinafres e estruturas químicas da clorofila a e b.**

Nesta experiência vamos isolar estes pigmentos das folhas de espinafres<sup>2</sup>, através de uma técnica denominada extração em soxhlet (Figura 6). Nesta técnica, usa-se o etanol como solvente que ao ser aquecido entra em ebulição, evapora e vai condensar no extrator sobre as folhas de espinafre cortadas, sendo depois reconduzido ao balão juntamente com a clorofila.



**Figura 6 – Extração da clorofila em soxhlet**

As folhas de espinafres depois de submetidas a esta extração ficam completamente descoloridas (Figura 7).



**Figura 7 - Espinafres antes e depois da extração**

Em seguida, separa-se o solvente por destilação recorrendo a um rotavapor ou evaporador rotativo (Figura 8).



**Figura 8 – Destilação do etanol num rotavapor**

O solvente é evaporado e condensa no refrigerante, sendo recolhido num balão. Deste modo obtém-se o chamado extrato que contém a clorofila a e b (Figura 5), além de outras substâncias em menor quantidade.

2 - D.J. Waddington; H. S. Finlay, *Organic Chemistry through Experiment*, Mills and Boon Ltd, London, 1977, 168.

### **Obtenção de um composto orgânico através de reação**

Para obter um composto orgânico através de uma transformação química é necessário pôr em contacto 2 ou mais reagentes em certas condições, chamadas condições reacionais.

A figura 9 exemplifica duas montagens típicas para obtenção de um composto orgânico:



a)

b)

**Figura 9 a) – Montagem para reação na ausência de humidade e com agitação magnética.**

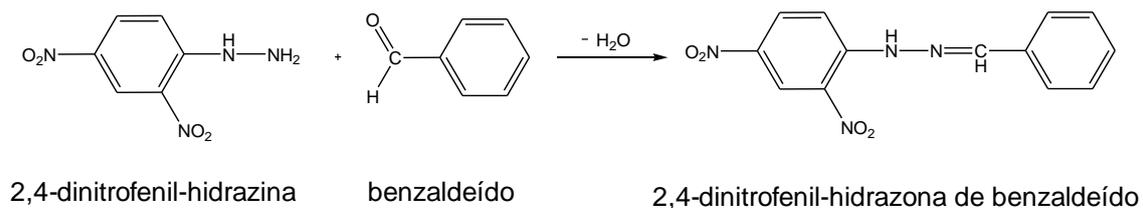
**9 b) – Montagem para reação em atmosfera inerte e com agitação mecânica.**

A experiência seguinte, mostra como se prepara um composto orgânico. Os aldeídos e cetonas reagem com a hidrazina e seus derivados originando as correspondentes hidrazonas com pontos de fusão muito bem definidos. Este é então um teste clássico para identificação de grupos carbonilo ( $C=O$ ). Por exemplo é feita esta reação para determinar aldeídos no fumo do tabaco. Serve também para caracterizar açúcares pois dão origem a sólidos cristalinos de pontos de fusão característicos. São igualmente conhecidas hidrazonas com actividade antibacteriana e antibiótica e devido à sua forte coloração, (do amarelo ao vermelho) são também utilizadas como corantes (figura 10).



**Figura 10 – Várias fenil-hidrazonas.**

Os reagentes desta reacção são a 2,4-dinitrofenil-hidrazina e o benzaldeído (Figura 11).



**Figura 11 – Esquema reacional de formação do derivado de fenil-hidrazona.**

Depois de se adicionarem os reagentes, passados alguns segundos, observa-se a precipitação da fenil-hidrazona<sup>3</sup>, cor de laranja (Figura 12).



**Figura 12 – Precipitação da fenil-hidrazona.**

O sólido é isolado por filtração em vácuo (Figura 13).



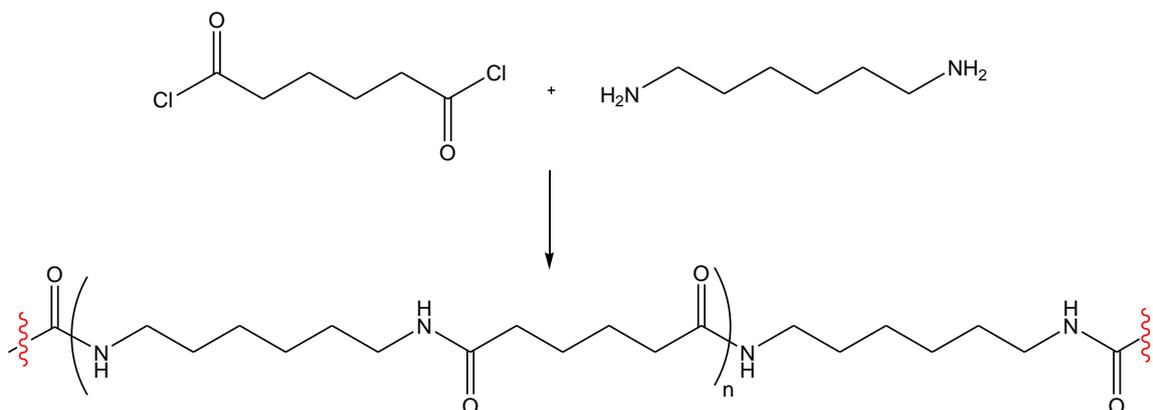
**Figura 13 – Precipitação do produto e filtração em vácuo**

**Fotos de Inês Pinto**

3 - A.I. Vogel, *Vogel's Textbook of Practical Organic Chemistry*, Longman Scientific and Technical, 5ª Ed. 1989, 1257.

### Preparação do Nylon

O nylon é uma fibra sintética com grande interesse industrial por ser muito resistente e flexível. O nylon é um polímero, ou seja é constituído por grandes moléculas (macromoléculas) formadas através de uma reacção denominada polimerização onde se dá a reacção entre moléculas menores (monómeros) para formar o polímero (figura 14).



**Figura 14 – Esquema reacional de formação do nylon.**

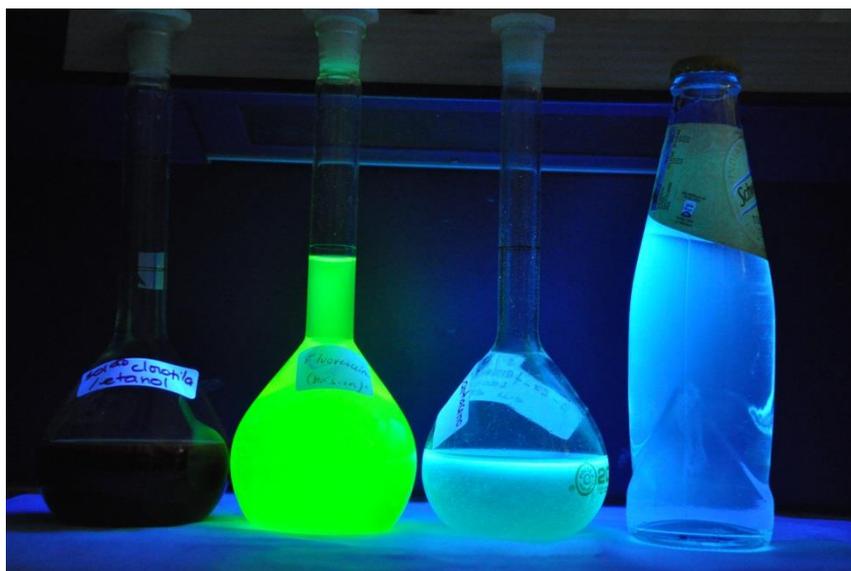
Este polímero é uma poliamida, porque contém grupos  $\text{-CO-NH-}$  na sua cadeia principal de carbono. Nesta experiência este polímero vai ser sintetizado utilizando como reagentes o cloreto do ácido adípico e o 1,6 diamino-hexano. O fio de nylon é puxado com uma pinça à medida que se vai formando e pode ser enrolado numa proveta de plástico grande ou num sistema apropriado de roldana<sup>4</sup> (Figura 15).



Figura 15 – Formação do fio de nylon

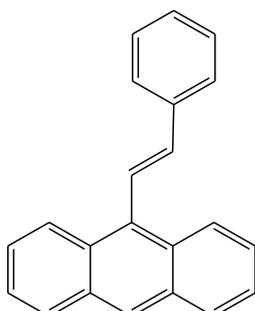
4 - D. Simão, “100 experiências de química orgânica”, 2011, ISTPress, 291.

### Na câmara escura



### Reação de quimiluminescência

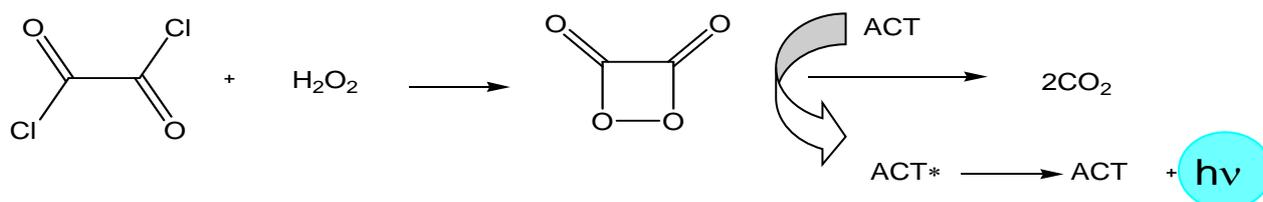
O seguinte composto orgânico é constituído por átomos de carbono e hidrogénio e chama-se trans-9-(2-feniletetil)antraceno (Figura 16). É um sólido amarelo cristalino<sup>5</sup>.



**Figura 16 – Estrutura do trans-9-(2-feniletetil)antraceno e aspeto dos cristais amarelos.**

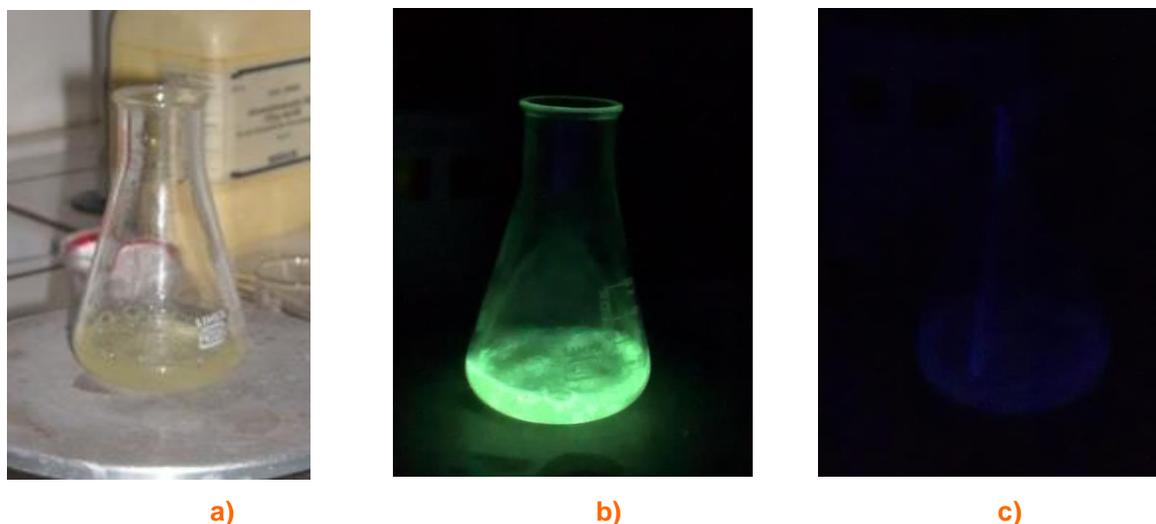
Foto de Ana Knittel e Ana Rosa

Este composto vai ser usado como ativador (ACT) para demonstrar o fenómeno da quimiluminescência que consiste na emissão de luz quando uma molécula eletronicamente excitada devido a uma reação, regressa ao seu estado fundamental. Assim, a reação do cloreto de oxalilo com água oxigenada (peróxido de hidrogénio), forma um peróxido cíclico que interage com o ativador (ACT) originando o ACT no seu estado eletronicamente excitado, o qual emite luz fluorescente e volta ao estado fundamental (Figura 17).



**Figura 17 – Reação de quimiluminescência com o trans-9-(2-feniletetil)antraceno (ACT)**

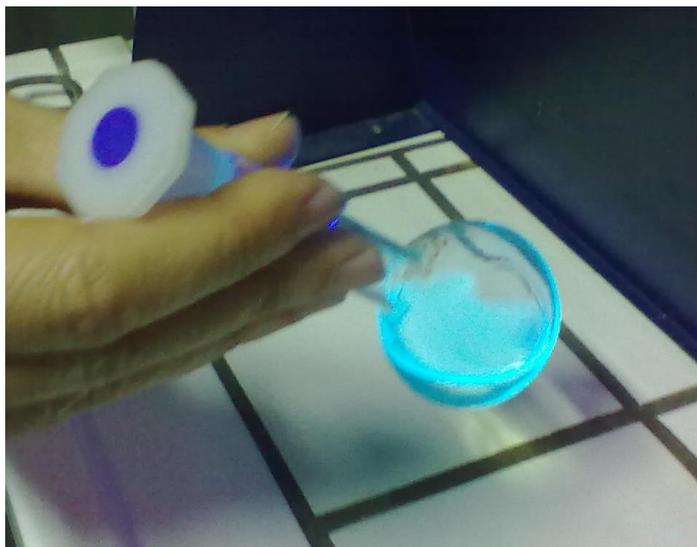
A adição das soluções, origina uma forte emissão de luz azul fluorescente durante 15 segundos, seguida de emissão de luz roxa durante mais 15 segundos (Figura 18). Verifica-se também a libertação de dióxido de carbono<sup>6</sup>.



**Figura 18 – Reação de quimiluminescência**  
**a) Antes da adição do ACT, antes da adição**  
**b) Emissão de luz azul fluorescente**  
**c) Emissão de luz roxa**

Fotos de Joana Pereira, Bárbara Barata

Quando este composto é dissolvido em etanol apresenta fluorescência e pode ser observado sob a lâmpada de ultra-violeta (Figura 19).



**Figura 19 – Solução de trans-9-(2-feniletetil)antraceno em etanol sob a lâmpada de UV.**

Foto de Bárbara Barata

Existem outros compostos orgânicos que são fluorescentes quando observados sob uma lâmpada de ultra violeta como por exemplo, o quinino existente na água tônica (Figura 20), a clorofila extraída anteriormente, a fluoresceína (Figura 21) muito utilizada para detecção de águas subterrâneas, exames oftalmológicos (angiogramas) e como marcador biológico, como por exemplo em química forense. Existem também compostos fluorescentes em notas, cartas de condução e outro tipo de documentos (Figura 22). Este tipo de análise é de igual modo usado em investigação criminal para verificação da validade de papel-moeda e de diversos documentos.



Figura 20 – Água tônica sob luz natural e sob luz ultra violeta



Figura 21 – Solução básica de fluoresceína sob luz natural e sob luz ultra violeta.

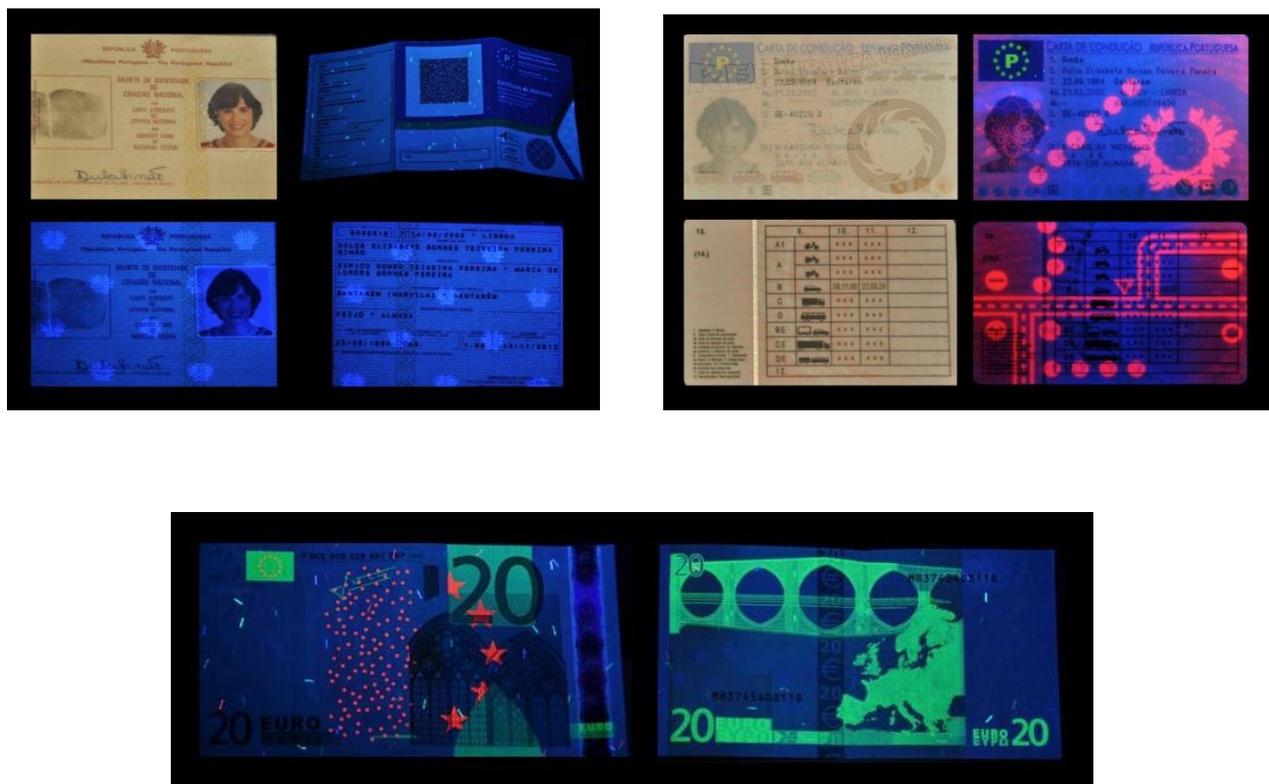


Figura 22 – Vários documentos e notas sob luz natural e sob luz ultra violeta.

5 - D. Simão, “100 experiências de química orgânica”, 2011, ISTPress, 199.

6 - R. Albertin et al, Química Nova, 21, 1998, 772.

## Eu sou a "Pasta Maluca"

Alberto Ferro

ICEMS, Departamento de Engenharia Mecânica, Instituto Superior Técnico, Universidade Técnica de Lisboa, Av. Rovisco Pais 1, 1049-001 Lisboa.

# EU SOU A "PASTA MALUCA"

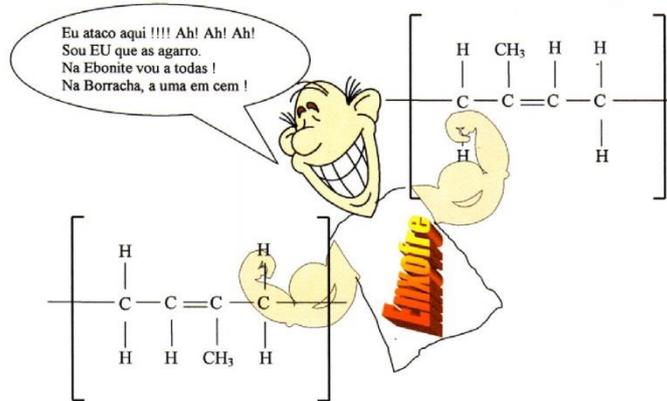
SOU MOLE OU SOU DURA, ALGUÉM ME AJUDA?

*" Lá vem a 'Pasta Maluca'  
que tem muito que contar  
Ouvi agora senhores  
esta história de pasmar... "*

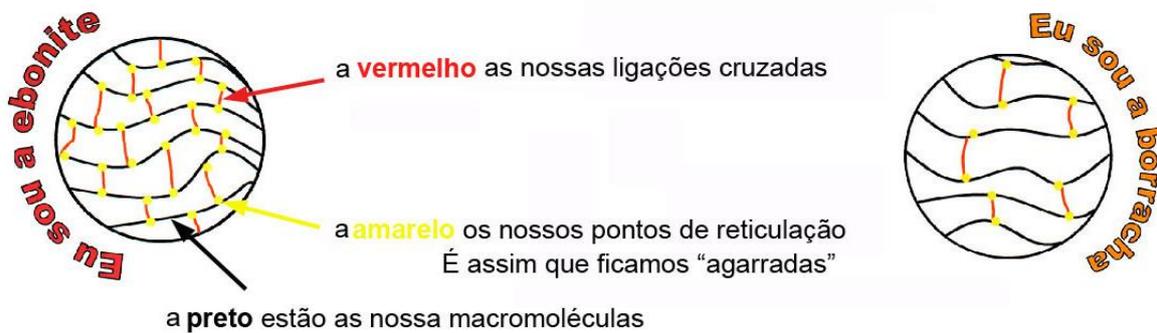


Eu sou a **Ebonite**, sou uma borracha supervulcanizada. As minhas macromoléculas estão presas umas às outras por átomos de enxofre, e eles são muitos, muitos. A minha estrutura é muito rígida, mesmo muito rígida.

# O Mistério da Vulcanização



Eu sou a **Borracha**, sou também vulcanizada, mas as minhas minhas macromoléculas estão presas umas às outras por apenas alguns átomos de enxofre. A minha estrutura é elástica e eu gosto de saltar e de me esticar.



Eu sou a **Pasta Maluca**, sou um polidimetilsiloxano. Podia ser outra coisa, desde que não fosse demasiado grande e as minhas cadeias fossem bastante livres e lineares. Sou muito sensível à velocidade de deformação, por isso me chamam Maluca. Vê como eu me estico como pastilha elástica, salto como uma bola ou me parto com vidro.



# Equipa

## Coordenação

Maria Amélia Lemos  
Cristina Gomes de Azevedo

## Módulos Experimentais

Alberto Ferro  
Ana Teresa Valinhas  
Ana Knittel  
Bruna Cruz  
Clementina Teixeira

## Apoio na Realização

Isabel Leiria  
Marta Coelho  
Leonel Nogueira  
Lurdes Ribeiro

## Apoio Laboratorial

Ana Catarina Oliveira  
Ana Rita Vilas Boas  
Ana Sofia Borrego  
Ana Teresa Fialho Batista  
Andreia Filipa  
Bárbara Abreu  
Beatriz Gonçalves  
Carolina Pinto  
Carolina Silva  
Catarina Carvalho  
Catarina Sismeiro  
Cláudia Teixeira  
Daniel Pimentel  
Daniel Vicente  
Faissen Lordeiro  
Fátima Calixto  
Filipa Franco  
Francisco Matos  
Francisco Patrocínio

## Logística

Susana Martins

Dulce Simão  
Marta Coelho  
Maria do Carmo Sacadura  
Sara Borralho

Nuno Simões  
Jorge Teixeira  
Carla Salvador  
Sofia Rocha

Frederico Fonseca  
Frederico Montes  
Gonçalo Santos  
Guilherme Carvalho  
Inês Lino  
Inês Lobo  
Inês Martins  
Inês Pires  
Joana Figueiredo  
Joana Paulino  
Joana Reis  
João Álvaro Malta  
João Louro  
João Pedro Moreira  
Mafalda Lancinha  
Mafalda Marques  
Mariana Anastácio  
Mariana Caldeira Amaro  
Mariana Costa

## **Apoio Laboratorial**

Mariana Leitão  
Mariana Marques dos Reis  
Mariana Patrão  
Mariya Zaporozhan  
Martim Norte  
Miguel Almeida  
Miguel Neto  
Miguel Paço  
Miguel Teixeira  
Nuno Pereira  
Rafaela Oliveira Martins

Raquel Afonso  
Raquel Valente  
Rui Almeida  
Sofia Fontes Rocha  
Tânia Madeira  
Teresa Torres  
Tiago Fonseca  
Tomás Seixas  
Vanessa Gomes  
Vera Silva

## **Escolas Participantes**

- Agrupamento de Escolas – Piscinas dos Olivais
- Escola de Música
- Escola do Pragal
- Escola Secundária D. Filipa de Lencastre
- Escola Secundária do Alvide

## Patrocínio



