



DEQ
DEPARTAMENTO
DE ENGENHARIA QUÍMICA
TÉCNICO LISBOA



LABORATÓRIOS

ABERTOS

2014

EXILIAR

Departamento de
Engenharia
Química

Laboratórios Abertos 2014 Júnior

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

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

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



**Capa:
Maria Amélia Lemos, Cristina Gomes de Azevedo, Dulce Simão
Fevereiro 2014**

ISBN: 978-989-96933-9-5

Índice

Índice	3
Programa	4
Experiências no Laboratório	5
Brincando com Materiais	6
Desafios Químicos	16
Explosões e Combustões	36
Químico Orgânico por um Dia	42
Química na Cozinha	55
Equipa	60
Escolas Participantes	62
Patrocínios	63

Programa

Ensino Básico - 2º e 3º ciclos Atividades de 10 a 14 de Fevereiro 2014

	Horário	Actividades
Manhã	10:00 – 12:00 h	Experiências nos laboratórios
Tarde	14:00 – 16:00 h	Experiências nos laboratórios

Experiências nos Laboratórios		
Brincando com Materiais	Desafios da Química	Eng ^a Química: Explosões e Combustões
Químico Orgânico por um dia	Química na Cozinha	Show do Azoto



Experiências no Laboratório

As Engenharias Química e de Materiais, bem como as ciências que constituem as suas bases, desempenham um papel extremamente importante no nosso quotidiano e estão na base de muito do conforto da vida moderna.

Todas estas áreas do conhecimento estão fortemente associadas à experimentação e, por isso, nos Laboratórios Abertos as experiências estão desenhadas para permitir a aplicação experimental da Química nos mais diversos aspectos.

No conjunto de experiências deste ano vamos ver o papel da química na cozinha mais sofisticada, na preparação de medicamentos que usamos no nosso quotidiano, na síntese de compostos químicos e materiais dos mais diversos, desde os mais úteis aos mais interessantes ou somente mais divertidos. Vamos também explorar o papel das combustões, desde as mais suaves às mais explosivas, em todos os aspectos da actividade humana.

Esperamos que os Laboratórios Abertos mostrem como estas áreas da Ciência e da Tecnologia constituem uma excelente opção de carreira para os jovens, constituindo áreas de grande relevância no desenvolvimento económico mundial.

Eu sou a "Pasta Maluca"

Alberto Ferro¹, Amélia Almeida²

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

² Departamento de Engenharia Química, Instituto Superior Técnico, Av. Rovisco Pais 1, 1049-001 Lisboa.

EU SOU A "PASTA MALUCA"

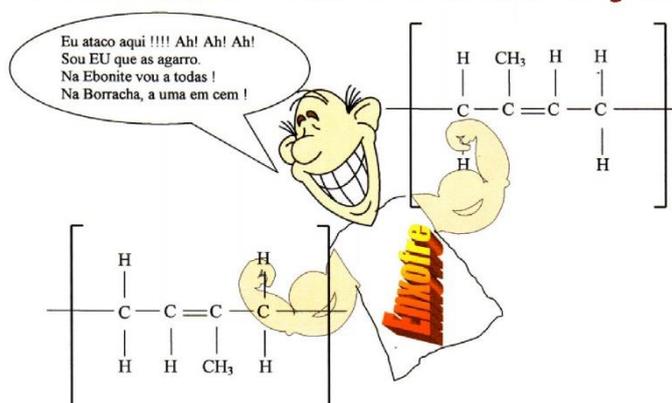
SOU MOLE OU SOU DURA, ALGUÉM ME AJUDA?

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

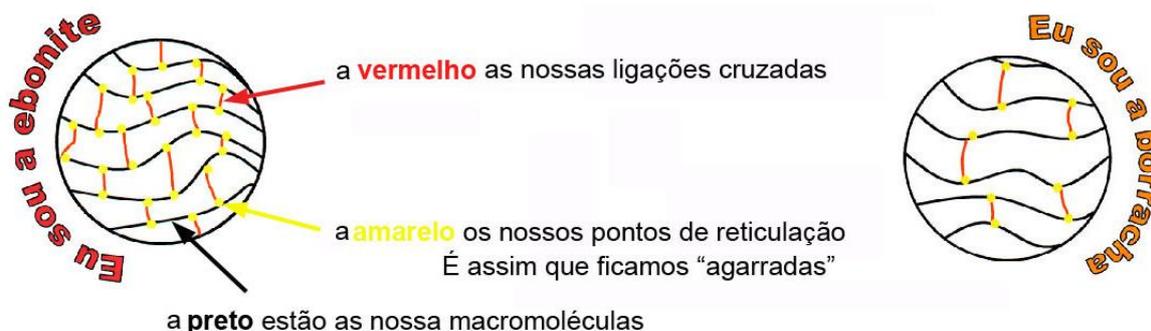


Eu sou a **Ebonite**, sou uma borracha supervulcanizada. As minhas macromoléculas estão presas umas às outras por átomos de enxofre, e eles são muitos, muitos. A minha estrutura é muito rígida, mesmo muito rígida.

O Mistério da Vulcanização



Eu sou a **Borracha**, sou também vulcanizada, mas as minhas 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 o 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.

Espuma de poliuretano

Amélia Almeida

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

Material:

- poliol
- isocianato
- 2 colheres de medição
- copo de papel ou plástico descartável
- pauzinho ou vareta de vidro
- luvas de protecção
- corante (opcional)

Como fazer:

- Use as luvas para esta preparação
- Medir uma colher de poliol e verter para o copo
- Medir na outra colher o isocianato adicionar ao mesmo copo
- Com o pauzinho ou vareta mexer os dois reagentes vigorosamente durante cerca de 30 s até ficar uma mistura clara
- Deixar o copo em cima da bancada e esperar alguns minutos.

O que acontece?

A mistura começa a subir no copo e, ao fim de alguns minutos, fica sólida e rígida. Se colocar a mão na parte lateral do copo enquanto a mistura "cresce" verifica-se que este está quente. Se adicionar umas gotas de corante à mistura dos dois reagentes obtém-se uma espuma colorida.

Porquê?

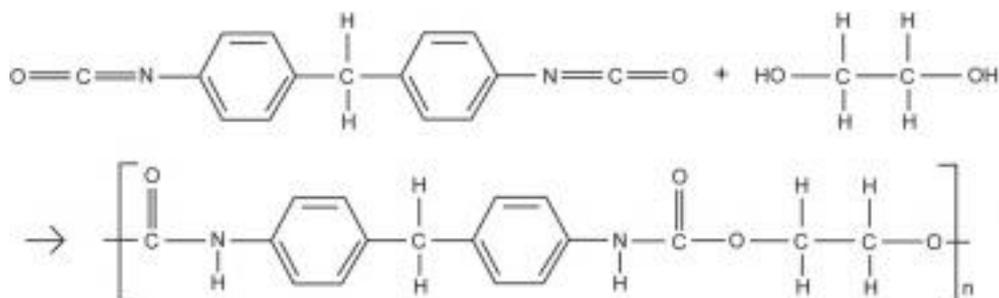
A espuma de poliuretano é produzida misturando dois tipos de monómeros: um poliol (etileno glicol) e um isocianato.

Quando misturados estes dois monómeros reagem (polimerizam) e formam um polímero, o poliuretano.

Durante a reacção liberta-se calor (reacção exotérmica) e bolhas de gás (CO_2) que originam a espuma. A maior parte das "bolhas" da espuma (células) permanece fechada e o gás que é

liberado na reação, fica preso nestas bolhas, conferindo ao poliuretano uma estrutura rígida e leve.

Podem obter-se espumas flexíveis por adição de gotas de água à mistura de reagentes na fase de polimerização.



Exemplo da reação entre um diisocianato e um etileno glicol (poliol).

Como durante a reação de polimerização os reagentes ainda estão na fase líquida, o poliuretano adapta-se à superfície do recipiente em que está contido e pode, assim, ser moldado em formas diversas.

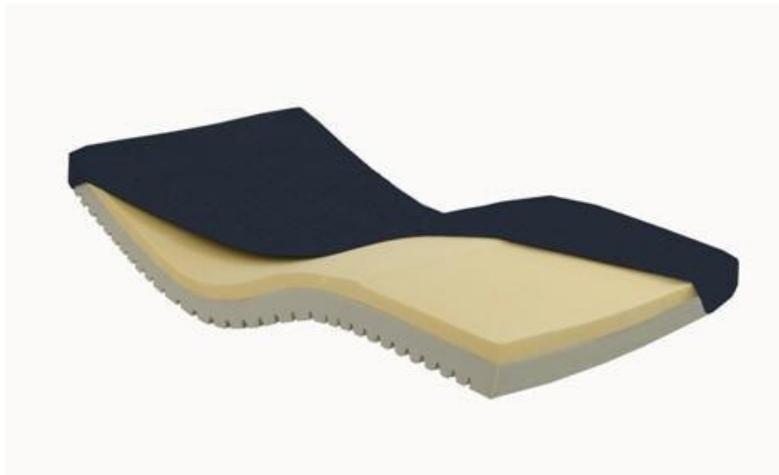
Aplicações

O poliuretano é amplamente usado para fabricar vários tipos de produtos como colas, vernizes, espumas rígidas e flexíveis, selantes, fibras, vedações, tapetes, tintas, patins do tipo “roller blading”, pneus rígidos, etc.

Estas espumas apresentam uma densidade muito baixa e baixa condutividade térmica e são muito utilizadas em isolamento térmico e acústico, enchimento de paredes em frigoríficos e na construção civil, fabrico de colchões e estofos, mobiliário, pranchas, solas de sapatos, volantes de automóvel, etc.



Fonte: <http://www.mundoeducacao.com/quimica/poliuretano-casas-pobres.htm>



Fonte: <http://www.medicalexpo.es>



Fonte: <http://radardecoracao.com.br>



Fonte: <http://green.autoblog.com/2010/06/24/2011-ford-explorer-gets-soy-foam-seats-and-25-better-fuel-effic/>



Fonte: <http://www.poliuretanos.net/Empresas/Basf.htm>



Fonte: http://calcadodesportivo.com/images627/nike_shox.gif

Explosão de cores

Amélia Almeida

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

Material:

Prato fundo
Leite gordo
Corantes alimentares de várias cores
Detergente líquido
Palitos

Como fazer:

- Colocar o leite no prato
- Colocar algumas gotas de corante sobre o leite sem misturar as várias cores



- Molhar a ponta do palito com um bocadinho de detergente
- Colocar o palito no meio de uma das manchas de corante



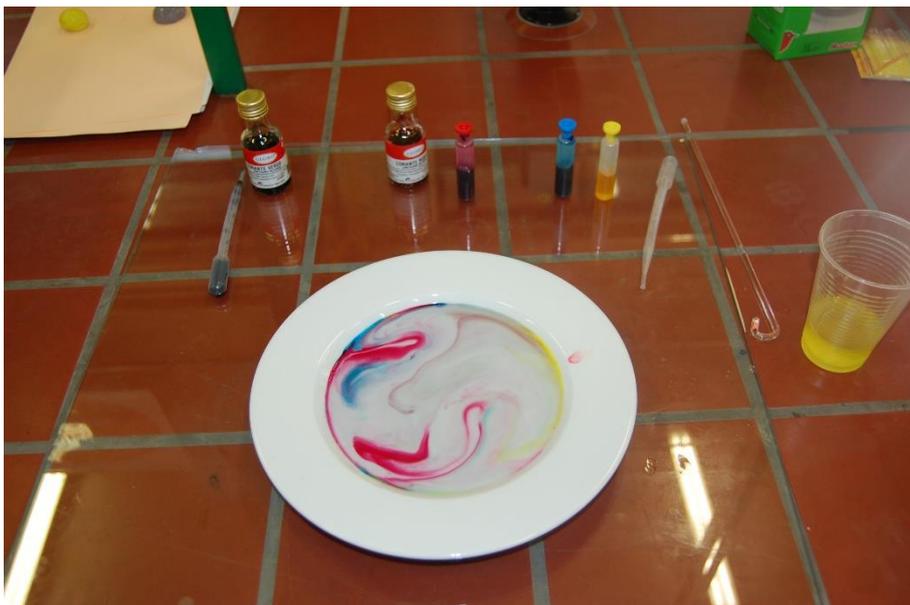
O corante explode!!!

- Colocar o palito no meio de outra mancha de corante

O corante explode novamente!!!

- “Passear” o palito pelas várias cores e ver que elas se misturam formando ondas.

Parece uma pintura!!!



Porquê?

O leite é essencialmente constituído por água mas também por proteínas e gorduras.

Quando colocamos os corantes na superfície do leite, eles não se misturam - cada corante forma uma mancha separada da outra.

No momento em que colocamos a ponta do palito com detergente dentro das manchas elas parecem explodir!

Isto acontece porque o detergente quebra as forças entre as proteínas e as gorduras e enfraquece a tensão superficial, fazendo as gorduras movimentar-se.

A tensão superficial acontece porque as moléculas de leite na superfície sofrem uma grande atracção entre elas. No interior do líquido, todas as moléculas do leite sofrem essas mesmas forças de atracção, mas em todas as direcções. As moléculas de leite na superfície sofrem a atracção apenas das moléculas na horizontal e das outras que estão abaixo, já que em cima existe apenas ar.

Como o número de moléculas que se atraem é menor, existe uma "compensação": uma força de atracção maior acontece na superfície, formando quase uma "pele" à superfície do leite.

É a chamada **TENSÃO SUPERFICIAL**. O detergente consegue **ROMPER** a tensão superficial e as cores parecem explodir! Quando se movimenta o palito, as cores misturam-se formando padrões incríveis.

Quem vai ao ar, perde o lugar - Complexo Níquel (II)

Tânia Cordeiro^a, Ana Knittel^b, Beatriz Forte^a, Cristina Gomes de Azevedo^c, Marta Coelho^d

^a Aluna do Mestrado Integrado em Engenharia Química, Instituto Superior Técnico, Av. Rovisco Pais 1, 1049-001 Lisboa.

^b Aluna do Mestrado Integrado em Engenharia Biológica, Instituto Superior Técnico, Av. Rovisco Pais 1, 1049-001 Lisboa.

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

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

A Química teve origem na curiosidade dos alquimistas. Nasceu da vontade de perceber porque uma solução amarela se tornava azul por adição de um determinado reagente, ou porque se formavam precipitados sólidos por mistura de dois líquidos.

O níquel sempre suscitou bastante curiosidade e interesse pelas diversas cores que assume por formação de vários compostos, em especial quando se apresenta no estado de oxidação +2, o que torna a sua química muito atrativa, do ponto de vista meramente visual. Claro que perceber “o que” está por detrás destas cores, isto é, o composto químico a que correspondem é o objetivo último do Químico.

Talvez em parte devido a esse fascínio, hoje em dia (e já desde a idade média) seja tão vastamente usado em milhares aplicações. Por exemplo, metade da produção de níquel é destinada à produção de aço inoxidável, essencial às tubagens e à construção civil. Existe também o processo Niquelagem que se destina à aplicação de camadas finas de níquel sobre superfícies às quais se pretende proteger dos efeitos da corrosão.

Nesta experiência vamos ver o níquel a assumir 3 cores bem diferentes – verde, azul e roxo. Começamos por dissolver o cloreto de níquel - $NiCl_2$ - em água. Vejam que o cloreto de níquel anidro – sem moléculas de água de cristalização – é verde claro.

Quando se dissolve em água, a solução fica verde esmeralda, cor esta característica de uma espécie designada aquocomplexo. Mas afinal o que é o aquocomplexo de níquel? Na verdade é um átomo de níquel ligado a 6 moléculas de água, de fórmula $[Ni. (H_2O)_6]^{2+}$.

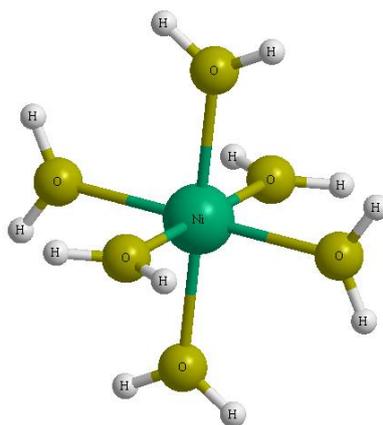


Fig. 1 – Aquocomplexo, $[Ni.(H_2O)_6]^{2+}$

À solução do aquocomplexo de níquel, se adicionarmos lentamente uma solução diluída de etilenodiamina - $NH_2CH_2CH_2NH_2$ - a etilenodiamina vai substituindo gradualmente as moléculas de água.

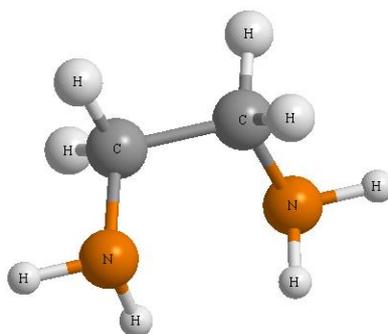


Fig. 2 – Etilenodiamina, $NH_2CH_2CH_2NH_2$

À medida que se vai adicionando o ligando bidentado – etilenodiamina -, este vai reagir com as moléculas de água e substituí-las, formando um novo complexo.

Notem que cada molécula de etilenodiamina (abreviada *en*) tem dois átomos doadores de azoto. Desta forma cada molécula de etilenodiamina ocupa o lugar de duas moléculas de água. Assim em primeiro lugar, quando o aquocomplexo entra em contato com as moléculas do ligando – etilenodiamina - duas moléculas de água saem e são substituídas pelo ligando, formando uma ligação como se fosse uma ponte.

Este complexo, de fórmula $[Ni(en).(H_2O)_4]^{2+}$, com quatro moléculas de água e uma de etilenodiamina é da cor azul.

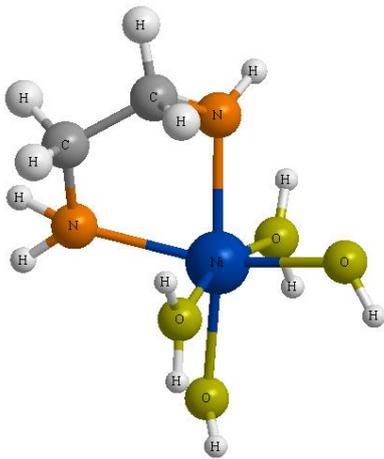


Fig. 3 - $[Ni(en)(H_2O)_4]^{2+}$



Fig. 1 - Formação do complexo azul, $[Ni(en)(H_2O)_4]^{2+}$

Nesta fase da experiência coexistem a espécie verde e a azul.

Ao continuar a adicionar a solução de etilenodiamina, esta vai substituir todas as moléculas de água que rodeavam o átomo de níquel, formando-se o complexo final roxo com três moléculas de etilenodiaminas - $[Ni(en)_3]^{2+}$.

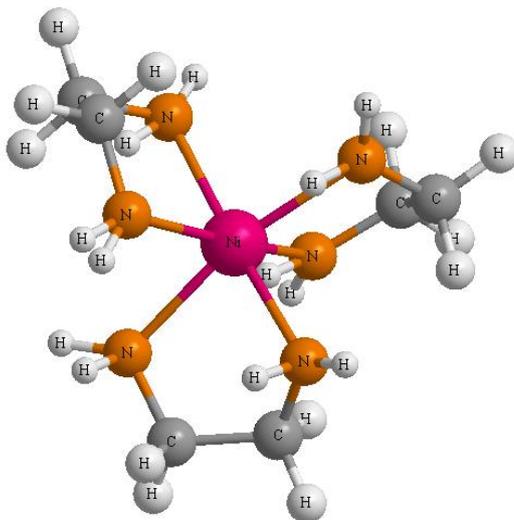


Fig. 5 - $[Ni(en)_3]^{2+}$



Fig. 6 – Coexistência dos 3 complexos de níquel

Já diz o ditado popular que “quem vai ao ar, perde o lugar”. Se pudéssemos olhar para uma molécula de cloreto de níquel anidro até ao último complexo com três moléculas de etilenodiamina, seria este mesmo ditado que ecoaria nas nossas cabeças.

A partir do momento em que se dissolve o cloreto de níquel em água, vêm-se 6 moléculas de água a rodear o átomo de níquel. No entanto estas águas não estão paradas. Trocam entre si e saltam até entre outros átomos de níquel muito rapidamente (diz-se que a ligação entre oxigénio e o elemento central o níquel é lábil). Estas moléculas de água vão sendo progressivamente substituídas pelas moléculas de etilenodiamina

Assim que uma molécula de água troca de lugar deixando-o instantaneamente livre, uma molécula de etilenodiamina tende a ocupá-lo, até que as seis possíveis ligações com o níquel são estabelecidas pela etilenodiamina.

Concluimos mostrando as equações químicas desta reação.



Para mais detalhes, consultar:

COTTON, WILKINSON, *Advanced Inorganic Chemistry*, 4th Edition, INTERSCIENCE.

Boomerang químico - Complexo cobalto (II)

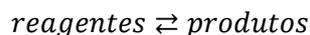
Isabel Oliveira^a Cristina Gomes de Azevedo^b, Ana Knittel^a, Marta Coelho^c

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

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

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

Há uma regra geral que ajuda a prever o sentido em que o equilíbrio de uma dada reação evoluirá quando ocorre uma variação de concentração, pressão, volume ou temperatura. Esta regra é o *Princípio de Le Chatelier* e diz que *se um sistema em equilíbrio for perturbado externamente, o sistema ajusta-se de forma a minimizar a ação dessa perturbação*. A palavra perturbação significa uma variação de concentração, pressão, volume ou temperatura que afaste o sistema do seu estado de equilíbrio, até o tornar a repor.



Consideremos o efeito da variação da concentração no equilíbrio. Um aumento da concentração dos produtos (ou uma diminuição da concentração dos reagentes) provoca um deslocamento do equilíbrio para a esquerda; um aumento de concentração dos reagentes (ou uma diminuição da concentração dos produtos) provoca um deslocamento do equilíbrio para a direita, de modo a reduzir a concentração em excesso.

Outro modo de perturbar o equilíbrio é alterando a temperatura. O comportamento das reações com a temperatura é à primeira vista menos intuitivo pois depende da variação de entalpia da reação – ΔH .

Se uma reação for endotérmica - precisa de energia para que se dê, então $\Delta H > 0$. Se a reação for exotérmica, liberta energia para o exterior e assim $\Delta H < 0$.

Ou seja, se se fornecer calor a uma reação endotérmica, o deslocamento no sentido dos produtos é favorável. Já se se realizar uma reação exotérmica num banho quente, a tendência será para deslocar o equilíbrio para a esquerda, evitar a libertação de mais calor, e, em última instância a reação tende a não se dar, ficando apenas pelos reagentes.

Nesta experiência vamos mostrar o comportamento de uma reação envolvendo complexos de Cobalto, inicialmente em equilíbrio, com a alteração da temperatura e com a alteração da concentração dos reagentes.

Muitos íons metálicos existem em solução não como simples íons mas como complexos, que resultaram da sua combinação com outros íons ou moléculas designados ligandos. Um exemplo disso é o Cobalto em que no seu estado de oxidação +2 apresenta-se como o íon Co^{2+} . Em solução aquosa forma o seu aquocomplexo cor de rosa - $[Co(H_2O)_6]^{2+}$ - cujos ligandos são moléculas de água (ligadas ao metal pelo átomo de oxigénio) – Fig. 7.

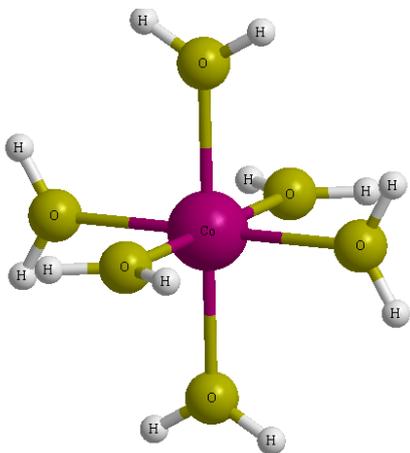


Fig. 7 - Aquocomplexo - $[Co(H_2O)_6]^{2+}$

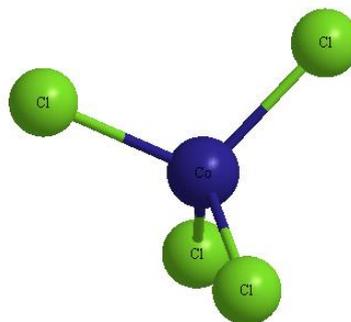
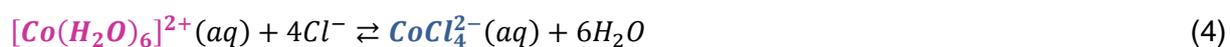


Fig. 8 - Clorocomplexo - $CoCl_4^{2-}$

Em primeiro lugar dissolvemos cloreto de cobalto II - $CoCl_2$ – em água. Como foi dito anteriormente, formar-se-á uma solução rosa devido à presença do aquocomplexo.

Propomo-nos a usar esta solução de duas maneiras distintas. Inicialmente queremos estudar o efeito da adição do íon Cl^- à solução. Posteriormente iremos alterar significativamente a temperatura.

Para qualquer dos casos podemos de uma forma geral escrever o seguinte equilíbrio, eq. (4):



Por adição de uma solução diluída de ácido clorídrico - HCl – estamos a introduzir no sistema um excesso de íons Cl^- , eq. (5).



Como podemos ver no equilíbrio geral do nosso complexo de cobalto, eq. (4), se aumentarmos a quantidade de íons Cl^- , a reação tende a deslocar-se para a direita, ou seja, no sentido de aumentar a concentração do clorocomplexo azul - $CoCl_4^{2-}$, Fig. 8. A solução fica então azul.

Se a esta solução azul adicionarmos novamente água, o equilíbrio deslocar-se-á para a esquerda, promovendo a formação do aquocomplexo, originando a solução rosa já conhecida, Fig. 9.



Fig. 9 - Aquocomplexo e clorocomplexo de cobalto II

Para estudarmos o efeito da temperatura no equilíbrio da reação, temos de ter em conta que à temperatura ambiente a solução é cor-de-rosa e que a conversão de $[Co(H_2O)_6]^{2+}$ em $CoCl_4^{2-}$ é favorecida por aquecimento enquanto a formação de $[Co(H_2O)_6]^{2+}$ a partir de $CoCl_4^{2-}$ envolve libertação de calor. Variando a temperatura é possível deslocar o equilíbrio para a esquerda ou para a direita e interconverter os complexos de $Co(II)$ um no outro. Assim, quando colocamos o tubo com a solução de tetracloreto de cobalto num recipiente com água a ferver, a solução fica azul – formou-se o clorocomplexo – a reação direta é endotérmica.

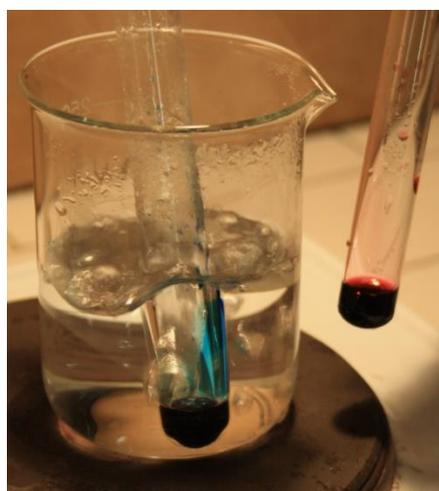


Fig. 10 - Diferentes produtos por alteração da temperatura

Da mesma forma, quando voltamos a colocar o tubo de ensaio com o clorocomplexo num copo com gelo, a solução fica outra vez cor de rosa, indicativo da formação do aquocomplexo. O equilíbrio foi deslocado para a esquerda no sentido da formação dos reagentes, Fig. 10.

Para mais detalhes, consultar:

COTTON, WILKINSON, *Advanced Inorganic Chemistry*, 4th Edition, INTERSCIENCE.

Espelho meu, espelho meu...

Beatriz Forte^a, Ana Knittel^b, Cristina Gomes de Azevedo^c, Marta Coelho^d

^a Aluna do Mestrado Integrado em Engenharia Química, Instituto Superior Técnico, Av. Rovisco Pais 1, 1049-001 Lisboa.

^b Aluna do Mestrado Integrado em Engenharia Biológica, Instituto Superior Técnico, Av. Rovisco Pais 1, 1049-001 Lisboa.

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

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

A Química, tal qual como qualquer outra ciência, está em constante progresso, contudo há que olhar para o passado para perceber o presente e o futuro. Como tal, há que ir à Química antiga, altura em que os Químicos eram os considerados "Químicos a sério". Sem os recursos que existem atualmente, "diagnosticar" qualquer espécie química era uma tarefa que requeria inúmeros testes. Tudo o que hoje conhecemos como fazendo parte dos métodos de análise utilizados em Química como ressonância magnética nuclear, infravermelhos, análises de massa, entre outros, não existia. Tudo o que atualmente se faz em pouco tempo e com recurso a estes métodos, passava por longas horas de trabalho. Para saberem o que tinham em mãos, os Químicos tinham de testar e testar até chegarem às conclusões que pretendiam. De entre muitos dos testes realizados, este era um deles.

Querendo ser Químicos a sério por um dia, nada melhor do que esta experiência em que é possível a deteção da presença de um aldeído, presente numa molécula de glucose (açúcar), por reação com um reagente de prata. Ou seja, a prata "vai ajudar", através de uma reação química, a deteção de um grupo funcional. Neste caso, a chave do teste é o aparecimento (ou não) de prata metálica. Caso a prata precipitasse, saber-se-ia que um dos grupos da molécula seria um aldeído.

E o que é um Aldeído?

De uma forma geral, um aldeído é uma molécula orgânica que, como tal, apresenta na sua composição carbono, oxigénio e hidrogénio. Esta molécula apresenta uma ligação dupla entre um carbono e um oxigénio, uma ligação simples entre o carbono e o hidrogénio e um grupo genérico *R*, como se pode ver na *Fig. 11*.

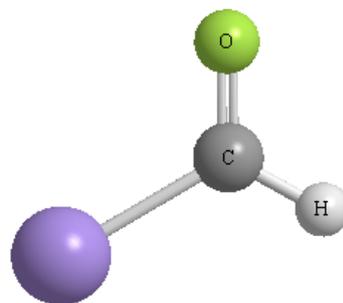


Fig. 11 - Aldeído

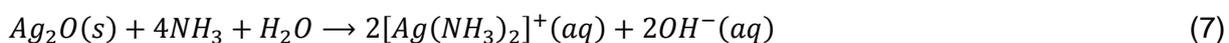
Nesta experiência vamos detetar a presença de um grupo aldeído (num açúcar) usando uma reação com prata como indicador.

Para isso partimos de uma solução de nitrato de prata, de fórmula $AgNO_3$, à qual adicionamos umas gotas de solução aquosa de amónia - NH_4OH , formando-se, um precipitado castanho. Porquê amónia? E porque é que se forma um precipitado castanho?

Tal pode ser explicado da seguinte forma: ao adicionarmos amónia, tornamos o meio alcalino e formamos óxido de prata - Ag_2O - que é insolúvel em água e, como tal, pode ser observado pela formação de um precipitado castanho - eq. 6.



No entanto, após a adição de $NaOH$, ao juntarmos um excesso de amónia, formar-se-á um complexo solúvel em água - $[Ag(NH_3)_2]^+$ - eq. 7.



Este ião complexo - $[Ag(NH_3)_2]^+$ -, formado em meio básico, é conhecido como *Reagente de Tollens* e é utilizado para identificar aldeídos.

Juntar-se-á, de seguida, uma colher de açúcar e agita-se vigorosamente.

Ao deitar um pouco de açúcar, estamos a fazer reagir o nitrato de prata amoniacal com glucose (que é uma molécula que contém o grupo funcional aldeído).

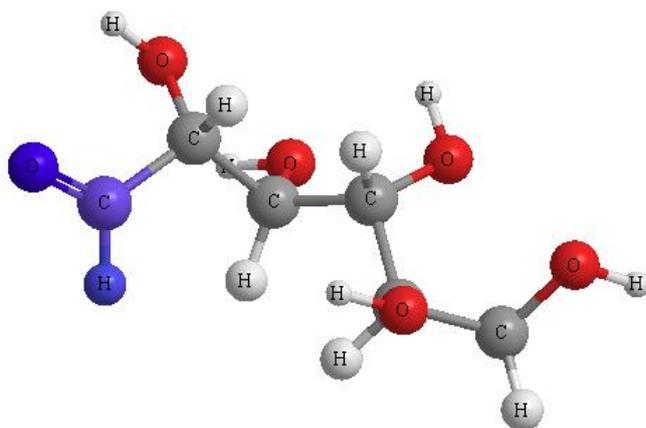
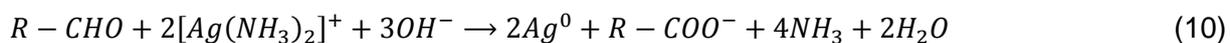


Fig. 12 – Molécula de glucose com o aldeído em evidência

Assim, iremos deitar a solução numa caixa de *Petri* sobre uma placa aquecida (Porque é que em algumas reações Químicas necessitamos de fornecer calor? A resposta a esta questão é muito simples: a reação a tratar é uma reação endotérmica, ou seja, para se dar precisa de energia, energia esta que é dada na forma de calor) e após pouco tempo de agitação, formar-se-á um precipitado espelhado.

Porquê?

Na presença de um aldeído, em meio básico, o *Reagente de Tollens* oxida-o a um ácido carboxílico e ao mesmo tempo provoca a formação de prata metálica, que se irá depositar nas paredes da caixa de *Petri*, formando o espelho de prata. As equações 8 e 9 mostram, respetivamente, a redução da prata e a oxidação do aldeído. A equação 10 traduz a reação global.



Esta reação ocorre apenas na presença de aldeídos pois, como inicialmente referido, estes apresentam um hidrogênio ligado a um carbono o que facilita a oxidação. As cetonas, por outro lado, mostram-se menos reativas do que os aldeídos por apresentarem um carbono ligado a outro e, portanto, não irão formar o espelho de prata.

Na posição de um Químico a sério, podemos então afirmar que existe um grupo aldeído na nossa solução.

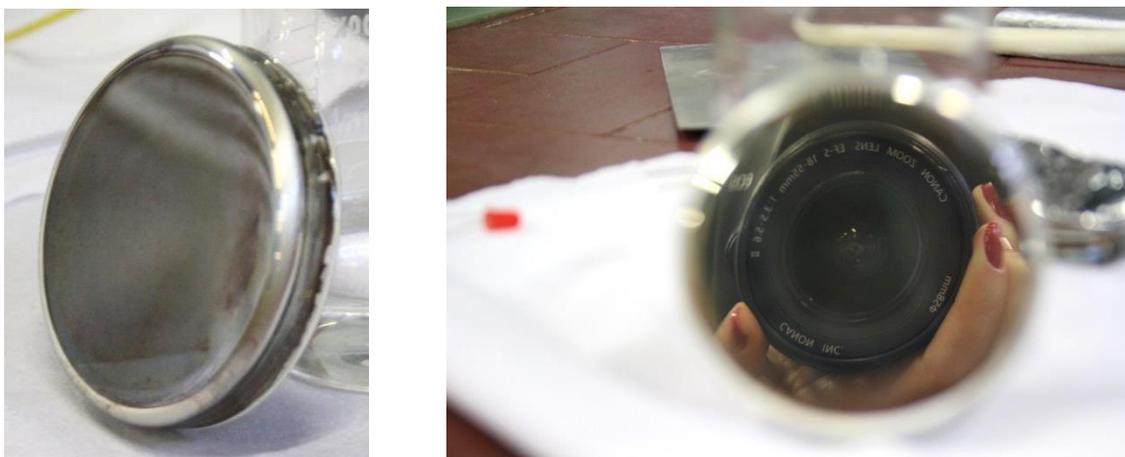


Fig. 13 - Espelho de Prata resultante da presença de um aldeído - glucose

Para mais detalhes, consultar:

<http://www.rsc.org/Education/EiC/issues/2007Jan/ExhibitionChemistry.asp> [Consultado em 21.Jan.2014]

SHORE, VOLLHARDT, *Química orgânica: Estrutura e função*, 4th Edition, BOOKMAN.

Luzes, movimento, reação

Elisabete Xufre^a, Beatriz Forte^b, Ana Knittel^a, Alda Simões^c, Cristina Gomes de Azevedo^c, Marta Coelho^d

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

^b Aluna do Mestrado Integrado em Engenharia Química, Instituto Superior Técnico, Av. Rovisco Pais 1, 1049-001 Lisboa.

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

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

A Eletroquímica é o ramo da Química que estuda a transformação da energia química, associada a reações químicas espontâneas e que favorecem os produtos da reação, em energia elétrica ou a conversão de energia elétrica em energia química. Estas reações químicas denominam-se reações de oxidação-redução (*redox*).

O estudo da Eletroquímica remonta ao ano de 1791, e teve as suas origens nos estudos de *Luigi Galvani*. Estudos estes que, curiosamente, envolviam animais. Perguntamos nós, qual a relação entre animais e eletricidade? À partida, pouca seria a relação, contudo, foi durante a dissecação de um sapo que *Galvani* relacionou, pela primeira vez, de uma forma indireta a eletricidade com reações químicas. Ao dissecar o sapo usando diversos instrumentos metálicos, *Galvani* notou que o animal, a certa altura, contraiu a sua perna – atenção que o sapo estava morto! Nessa altura *Galvani* pensou que o sapo seria a fonte de eletricidade pois como seria possível que um sapo morto ainda se movesse?

Só anos mais tarde, e devido ao génio de *Volta*, verificou-se que a energia não provinha do sapo. Esta conclusão levou os cientistas a compreenderem muitos fenómenos quer químicos, quer biológicos com que nos deparamos diariamente, e permitiram a criação de muitos equipamentos como as baterias.

Para estudar fenómenos eletroquímicos é importante definir certos conceitos

Uma célula voltaica ou galvânica é um dispositivo em que ocorrem reações *redox* espontâneas, de onde resulta a produção de corrente elétrica contínua com uma determinada intensidade, ou seja a conversão de energia química libertada numa reação espontânea em energia elétrica, anteriormente referida. A passagem da corrente dá-se devido a uma diferença de potencial entre dois elétrodos (elétrodo positivo - cátodo – aquele em que se dá a redução, e o elétrodo negativo – ânodo - onde ocorre a reação de oxidação). Esta diferença de potencial é criada pelas reações químicas que se dão à superfície dos elétrodos. O fluxo

de elétrons é, no circuito exterior, do ânodo (uma reação de oxidação liberta elétrons) para o cátodo (onde, na reação de redução são consumidos). Quando uma espécie química se oxida tem obrigatoriamente de existir outra, no meio reacional, que se reduz.

Enquanto a reação progride, os respectivos eletrólitos vão-se alterando, a intensidade da corrente diminui até que eventualmente se anula. Isto ocorre quando a reação química atinge o equilíbrio e a diferença de potencial entre os elétrodos é nula.

Como sempre na Química, tudo fica mais claro quando se passa para a prática. Assim, neste módulo temos três experiências que nos irão mostrar de forma mais concreta estas transformações.

Experiência 1

Usamos diariamente pilhas e baterias, mas como surgiram? Quem as inventou?

Foi *Alessandro Volta* o inventor do primeiro gerador estático de energia elétrica – a pilha. *Volta* partiu de um pressuposto diferente do de *Galvani*. Ao invés de associar a origem da eletricidade ao sapo, associou-a aos metais e dessa forma iniciou uma série de estudos eletroquímicos.

Assim, esta experiência vai reproduzir os trabalhos de *Volta* com o cobre e o zinco, de forma a produzir energia elétrica suficiente para acender um LED.

Uma pilha vai ser constituída por uma moeda de cobre, uma tira de pano embebido numa solução de *NaCl* concentrada e uma anilha de zinco. Como precisamos de uma corrente suficiente para acender o LED, fazemos duas montagens iguais, em paralelo, de várias pilhas sobrepostas, em série, sobre uma folha de alumínio.



Fig. 14 - Construção da pilha - Moeda de cobre, pano embebido num eletrólito forte

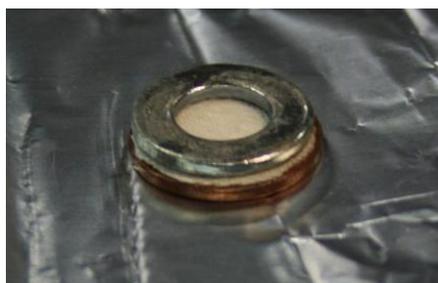


Fig. 15 - Pilha de Volta - Cobre, Eletrólito, Zinco

Utilizamos uma solução de $NaCl$ pois, sendo um eletrólito forte, vai permitir o transporte das cargas – e portanto da corrente elétrica.

A reação que vai ocorrer é, como já foi dito anteriormente, uma oxidação-redução entre o cobre e o zinco, traduzida na seguinte equação química:



Desta forma percebemos que o zinco oxida-se (ânodo) uma vez que cede dois elétrons ao cobre que, por sua vez se reduz (cátodo). Esta transferência de elétrons gera uma corrente entre o ânodo e o cátodo.

Quando tivermos 2 conjuntos de 5 pilhas, cobrimo-las com uma folha de alumínio.

De seguida ligamos os elétrodos do LED a cada uma das folhas de alumínio. Assim, fechamos o circuito, permitindo que as cargas fluam, passando pelo LED, fazendo com que este se acenda.

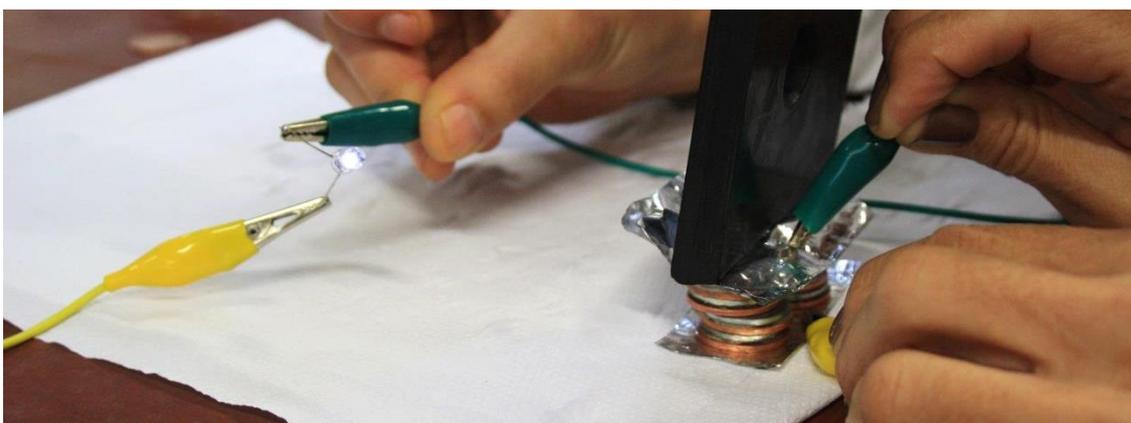


Fig. 16 - Quando se fecha o circuito, o LED acende.

Esta experiência pode realizar-se de outro modo. Ou seja podemos acender o LED fazendo uma ligação diferente. Cada trio $Cu - \text{electrólito} - Zn$ constitui uma célula. Se empilharmos um conjunto de células em série terminando em Zn e outro conjunto terminando em Cu e fecharmos o circuito o LED também acende.



Fig. 17 - Montagem alternativa. Quando se fecha o circuito, o LED acende.

Experiência 2

Todos crescemos com a ideia (CORRETA!) de nunca “misturar” água e eletricidade. Na verdade não é bem assim. Se a água não contivesse sais dissolvidos seria possível falarmos ao telefone enquanto tomávamos um duche. O “problema” é que os sais que estão dissolvidos na água – quer seja de água engarrafada, da torneira ou do mar – vão permitir que haja uma circulação de cargas. É esse movimento das cargas que produz eletricidade e nos faz apanhar um choque elétrico.

A montagem desta experiência é muito simples. Num recipiente preparamos uma solução concentrada de $NaCl$.

De seguida, colocamos uma placa de cobre e outra de alumínio dentro do recipiente (também funciona com uma placa de zinco em vez de alumínio).



Fig. 18 - Placas de cobre e alumínio dentro de uma solução de um eletrólito forte.

Deve-se ter em atenção que as placas não podem estar em contato uma com a outra e quanto maior a área de cada uma das placas submersa na solução, maior a intensidade corrente transportada.

Deste passo advém novamente uma reação *redox* entre o cobre e o alumínio. O ânodo será o alumínio que irá sofrer uma oxidação enquanto o cátodo será o cobre que irá, por sua vez, ser reduzido.

Por fim ligamos o cátodo ao ânodo através de um fio condutor e intervalamos neste circuito exterior um motor ligado a uma hélice de um helicóptero de brincar. Com a passagem de corrente elétrica (criada pela reação *redox*) conseguimos por o rotor a funcionar.

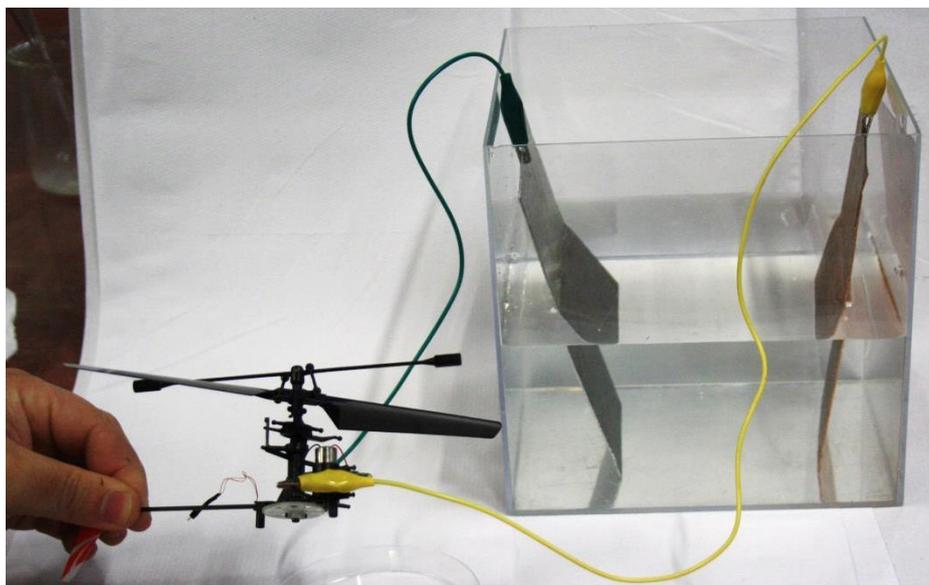


Fig. 19 - Quando se fecha o circuito, o rotor do helicóptero começa a funcionar.

Como já foi referido antes, a passagem da corrente dá-se devido a uma diferença de potencial entre o ânodo e o cátodo.

Ainda assim, não podemos estar à espera que a hélice continue a rodar indefinidamente. Como reação química que é, a intensidade da corrente vai diminuindo até se dar o equilíbrio químico ou até que o ânodo fique coberto de óxidos. Nesse ponto deixa de haver transporte de cargas e as pás do helicóptero deixam de rodar.

Experiência 3

A corrosão é um problema com que nos deparamos diariamente, pois faz com que os objetos se deteriorem. Temos como exemplos comuns o ferro que fica ferrugento, a maçã que fica oxidada, ou mesmo nas estátuas de cobre que ficam esverdeadas com o tempo.

Nesta experiência vamos preparar uma pilha que nos vai mostrar de forma clara o que acontece quando se forma ferrugem sobre o ferro exposto ao ar.

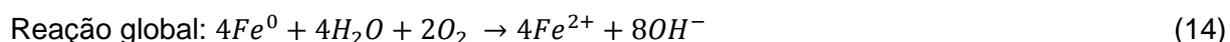
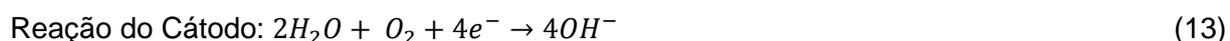
Para isso preparámos uma solução de *agar-agar* (parecido com gelatina) com cloreto de sódio, umas gotas de fenolftaleína (indicador ácido base) e de ferricianeto de potássio de fórmula, $K_3[Fe(CN)_6]$, onde mergulhámos o prego e a moeda.

Ao pormos o prego de ferro e a moeda de cobre em contacto verificou-se que em redor da moeda apareceu uma mancha cor-de-rosa e que à volta do prego ficou azul.

Mas o que é que aconteceu mesmo nesta experiência?

O ferricianeto de potássio é um indicador que fica azul na presença de iões de Fe^{2+} . Quando o ferro se oxidou a Fe^{2+} , ocorreu a libertação de eletrões para o cobre e o aumento da concentração deste ião em solução. O Fe^{2+} reagiu com o ião ferricianeto, formando assim o complexo azul - $Fe_4[Fe(CN)_6]_3^-$, mais conhecido por *Azul da Prússia*. Assim o meio em torno do prego fica azul.

No entanto, não podemos esquecer que na solução de *agar-agar* também existia oxigénio dissolvido. A corrosão resulta de uma reação *redox* de um metal pela ação do O_2 presente no ar e na água. E é aqui que entra a fenolftaleína, pois este composto é um indicador que fica cor-de-rosa em meio básico, ou seja, na presença de excesso de iões OH^- . Neste caso, o O_2 em redor da moeda reduziu-se, o que resultou num aumento da concentração de OH^- , daí a moeda ter ficado cor-de-rosa à volta.



É necessário referir que o cloreto de sódio mais uma vez serviu “apenas” como eletrólito, sendo por isso um excelente meio condutor. A moeda de cobre serviu como suporte à reação de redução, já que é à sua superfície que o O_2 se reduziu a OH^- .

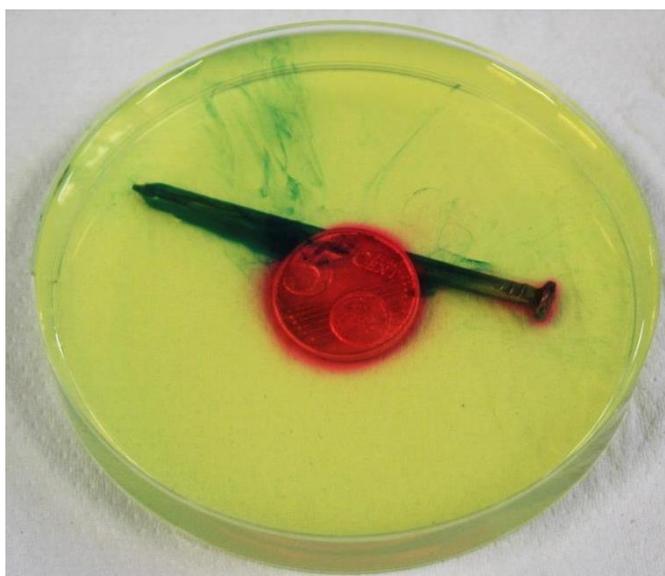


Fig. 20 – Pregos azuis (oxidação de Fe identificada pelo azul da prússia e moeda de Cu cor de rosa (identificação do excesso de OH^- pela fenolftaleína))

Laranja mecânica – um equilíbrio de forças

Ana Knittel^a; Elisabete Xufre^a; Beatriz Forte^b, Cristina Gomes de Azevedo^c; Marta Coelho^d

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

^b Aluna do Mestrado Integrado em Engenharia Química, Instituto Superior Técnico, Av. Rovisco Pais 1, 1049-001 Lisboa.

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

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

Devido à estabilidade do cobre, aliada a outras propriedades (como por exemplo o facto de ser condutor de electricidade), este metal tem uma importância vital no dia-a-dia. É usado desde cabos elétricos, estátuas e a coberturas para telhados.

Nesta experiência propomo-nos a levar o cobre a condições extremas, isto é, pô-lo em contato com ácido nítrico concentrado.

Nesta experiência vamos usar um Erlenmeyer e um balão (pode-se usar dois balões, como se pode ver na *Fig. 21*) unidos por um tubo de vidro. Assim não só evitamos fugas de vapores nitrosos que se vão formar mas também nos permite jogar com as diferenças de pressão criadas à medida que a reação se dá.

Vamos encher o Erlenmeyer com água para que o tubo de vidro fique parcialmente submerso. No balão iremos colocar primeiro o cobre e depois fazer a adição de ácido nítrico.

Quando o ácido entra em contato com o cobre,

ocorre uma reação de oxidação redução – *redox* –, onde o cobre é oxidado a Cu^{2+} e o grupo nitrato NO_3^- do ácido nítrico é reduzido a NO_2 , como demonstram as seguintes equações parciais (15) e (16) e a equação geral (17).

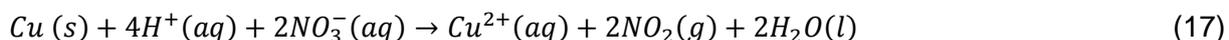


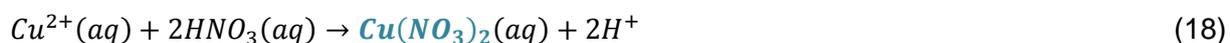
Fig. 24 - Montagem - 2 balões vedados e unidos por um tubo de vidro.

O NO_2 é um gás de cor laranja forte vulgarmente designado por vapor nitroso. Cuidado que estes vapores são bastante tóxicos!



Fig. 25 - Formação dos vapores nitrosos

Na presença de HNO_3 em excesso, o ião Cu^{2+} forma o composto $Cu(NO_3)_2$, eq. 18. A solução verde visível no fundo do balão, e que aparece logo no início da reacção, é uma mistura da cor azul característica das espécies de Cu^{2+} em solução aquosa e da cor laranja do NO_2 .



Chegado a este ponto é importante perceber o efeito da libertação de um gás num recipiente fechado.

Já se questionaram sobre a razão pela qual o balão enche quando soprmos para dentro dele? Ou quando sugamos o ar da tampa de uma caneta, fica presa à língua?

Bem, na verdade estamos a jogar com as diferenças de pressão do ar, ou seja, com a força que o ar exerce no que o rodeia.

No dia-a-dia nunca pensamos nisso, mas tudo no planeta Terra está “habitado ao peso” do ar. Estamos de tal forma adaptados que nem o sentimos.

Quando enchemos um balão, estamos a introduzir ar no seu interior. O ar que entra vai começar a fazer força nas paredes do balão, que, como é feito de borracha elástica, expande-se. Ainda assim, a força dentro do balão é maior que o peso do ar no exterior.

Esta diferença de forças – pressões – não é nada estável, e como já devem ter ouvido, no universo tudo tende para o equilíbrio. Por isso, quando largamos o balão, este sai disparado até ficar “sem” ar lá dentro. Ou seja, o ar que estava no interior do balão saiu, de modo a que as forças dentro e fora do balão fossem iguais.



Fig. 26 - Formação do nitrocomplexo de cobre - solução verde - por adição de ácido nítrico.

O mesmo acontece nesta experiência. Quando começa a haver a formação do NO_2 , este vai exercer uma grande pressão no balão, (é muito importante assegurar que não há fugas de vapores nitrosos) acabando por subir pelo tubo e borbulhar na água que está no Erlenmeyer. Tudo isto na tentativa de as pressões ficarem iguais, ou seja, libertar o NO_2 no balão que se estava a formar, (diminuir a força que este exerce sobre as paredes do balão - aliviar a pressão dentro do balão) para o Erlenmeyer.

Quando a reação chega perto do fim, já não há tanto NO_2 a ser produzido e como este passa livremente do balão para o Erlenmeyer, as pressões ainda não igualam, chegando mesmo a ser mais elevada no Erlenmeyer que no balão.

Nesta altura, a água, que está no Erlenmeyer, começa a subir pelo tubo e a pingar no balão. Temos novamente uma sucessão de acontecimentos que vão contribuir para a segunda parte da

nossa experiência.

Quando a água entra no balão, a cor verde vai desaparecendo (porque cada vez há menos NO_2) e verifica-se o aparecimento de uma solução azul turquesa, característica da espécie $[Cu(H_2O)_6]^{2+}$, designada por aquocomplexo, Fig. 24.



Fig. 24 - Passagem da água para a solução com o cobre e formação do aquocomplexo azul



Fig. 25 - Final da reação

No final da experiência, a reação *redox* terminou, as pressões são iguais nos dois recipientes e portanto o fluxo de água do Erlenmeyer para o balão termina. Nesta fase existe no balão a solução azul característica espécie $[Cu(H_2O)_6]^{2+}$ e algum cobre que ficou por oxidar se a quantidade de ácido adicionada não tiver sido o suficiente para consumir o metal na totalidade, *Fig. 25*.

Explosões e Combustões

Martim Caldeira^a, Fátima Rosa^b, Remígio Machado^b, Isabel Leiria,^c Amélia Lemos,^b Francisco Lemos^b

^a Aluno do Mestrado Integrado em Engenharia Química, Departamento de Engenharia Química, Instituto Superior Técnico, Av. Rovisco Pais 1, 1049-001 Lisboa.

^b Centro Cerena - Centro de Recursos Naturais e Ambiente, Departamento de Engenharia Química, Instituto Superior Técnico, Av. Rovisco Pais 1, 1049-001 Lisboa.

A combustão é uma das importantes reacções químicas. É um fenómeno essencial à vida na terra, na medida em que, entre outras importantes funções, todos os seres vivos a utilizam para respirar. Para que ocorra, torna-se necessária a presença conjunta de 3 elementos : um combustível, um comburente e uma fonte de ignição.

1 - O combustível queima e alimenta a combustão. É constituído por um vasto leque de substâncias, nos diferentes estados físicos: sólidos, líquidos e gasosos

Combustíveis sólidos: madeira, papel, parafina



Combustíveis líquidos: álcool, gasolina, biodiesel



Combustíveis gasosos: hidrogénio, gás natural, propano



2 - O comburente facilita a ignição dos combustíveis e intensifica a reacção de combustão. O oxigénio é provavelmente o exemplo mais conhecido.

3 - A fonte de ignição é o iniciador da reacção , faísca gerada ao girar a roda do isqueiro ou o



raspar do “fósforo” na lixa da caixa.

A combustão pode ocorrer de dois modos: combustão lenta e combustão viva.

A combustão viva caracteriza-se pela formação de chama, como se vê, por exemplo, num incêndio (Fig. 1)



Figura 1 – Combustão viva

Na combustão lenta não existe formação de chama, como se verifica por exemplo na oxidação de uma peça metálica (fig. 2) ou na respiração celular.



Figura 2 – Peça enferrujada devido a um processo de combustão lenta

No isqueiro, conseguimos identificar os três elementos essenciais para que ocorra combustão:

- 1-Fonte de ignição: a faísca gerada ao girar a roda do isqueiro;
- 2-Combustível: o gás butano do isqueiro;
- 3-Comburente: o oxigénio do ar.

Faísca gerada ao girar a roda do isqueiro



Reacção de combustão – importância do oxigénio do ar

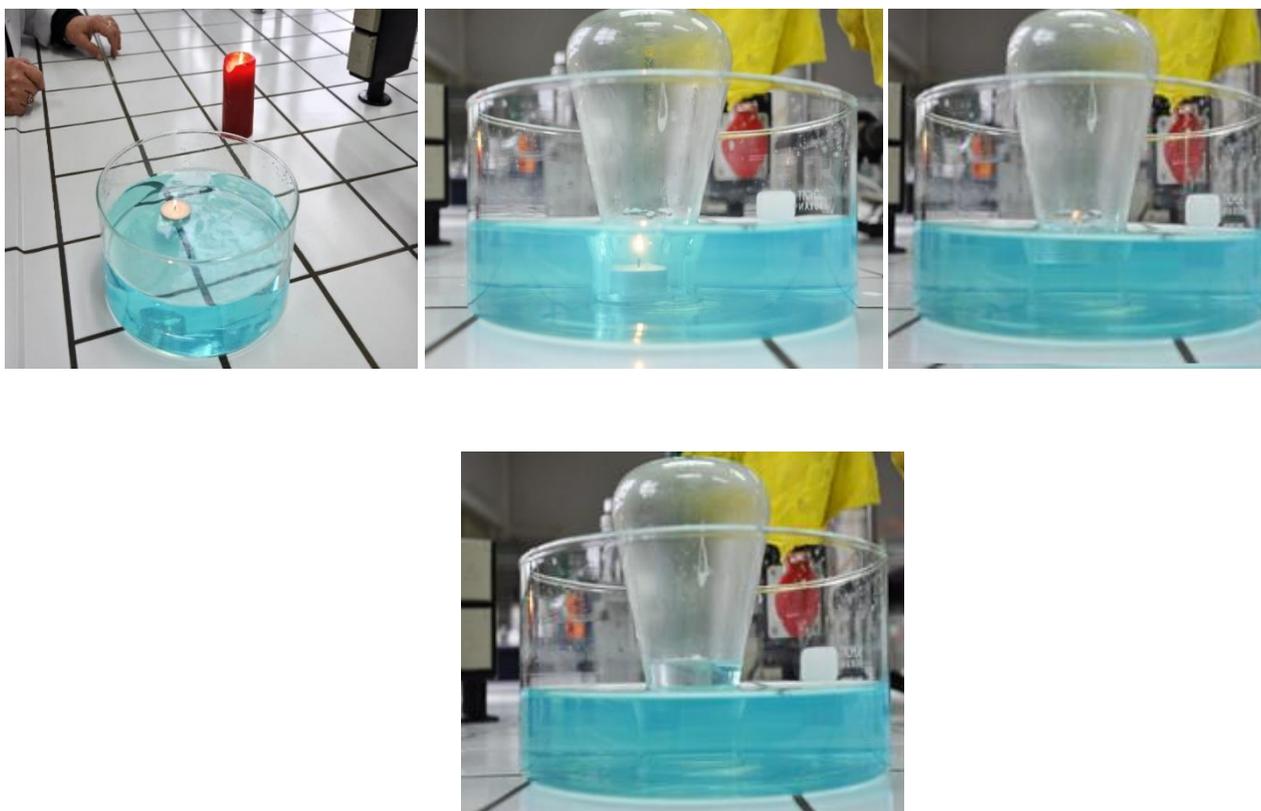
Para verificar a importância do oxigénio do ar na reacção de combustão, podemos realizar a seguinte experiência: coloca-se uma pequena vela acesa numa tina de vidro com água e

posiciona-se um copo sobre a vela acesa, conforme a figura abaixo. Verifica-se que ao fim de algum tempo a chama se apaga e o nível de água dentro do copo irá subir.

A reacção de combustão dá-se de acordo com o esquema seguinte:

Combustível Vela (parafina) + Comburente oxigénio (O_2) + fonte ignição \longrightarrow Reacção
combustão \longrightarrow Produtos: Dióxido de carbono (CO_2) + água (H_2O) + energia

Passado pouco tempo a vela apaga-se, pois na falta de pelo menos um dos componentes necessários à reacção de combustão, esta não ocorre. Neste caso foi o oxigénio do ar (comburente) que se esgotou, pois ainda tínhamos combustível (parafina da vela)



Explosões

Chama-se explosão a uma forma de combustão com formação de chama e estrondo. As substâncias que sofrem combustões explosivas, como a dinamite, ao explodir libertam grandes quantidades de gases e calor num curto período. Os gases expandem com o calor e se estiverem num espaço confinado a pressão aumenta até ao ponto de ruptura do recipiente e dá-se a explosão.

O hidrogénio é o elemento mais leve e o que tem o mais alto valor de energia por unidade de peso, o que implica que a energia de explosão deste gás é muito superior a qualquer outro combustível. Assim, para a mesma massa, as explosões com hidrogénio são as mais violentas.

O hidrogénio normalmente não se encontra na natureza na forma elementar mas pode ser produzido por diversos métodos.

Tecnologias de Produção do Hidrogénio

1- Reacção Metal - ácido

O método de produção laboratorial de hidrogénio mais comum consiste em adicionar um metal a um ácido. No caso apresentado na figura seguinte (fig.3), fez-se a adição de ácido clorídrico 37% ao balão contendo aparas de zinco. De seguida, observa-se a efervescência causada pela libertação de bolhas, formadas por hidrogénio gasoso, H₂. Isto ocorre porque o zinco, sendo um metal muito reactivo é capaz de deslocar o hidrogénio do ácido e ocupar o seu lugar, formando um sal, o cloreto de zinco (ZnCl₂), no qual o metal é o catião. Assim, o zinco é oxidado, sendo o agente redutor, enquanto o hidrogénio é reduzido, sendo o agente oxidante. A reacção pode ser representada pela equação:



Na equação 1 observa-se que o zinco metálico reage com o ácido clorídrico, produzindo cloreto de zinco e libertando hidrogénio.

Como o hidrogénio é muito pouco solúvel em água, ele pode ser recolhido num copo com água onde se adicionou detergente para se observar a formação de bolhas no interior das quais está aprisionado o oxigénio.

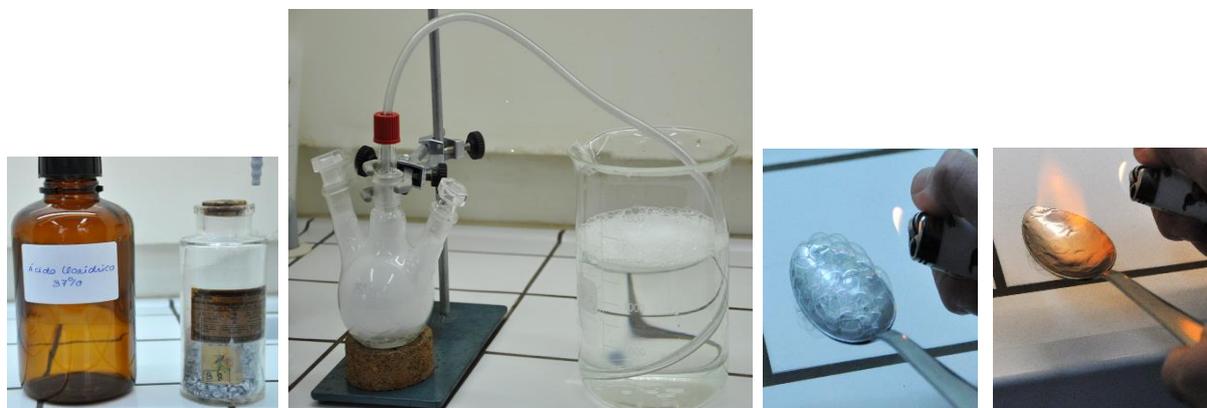
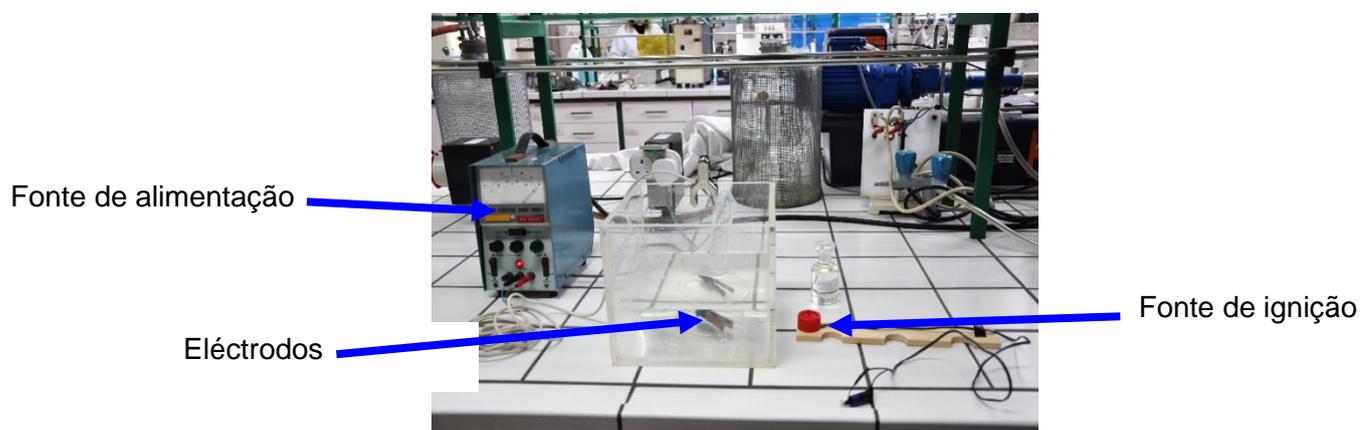


Figura 3 – Reacção de produção de hidrogénio e sua combustão.

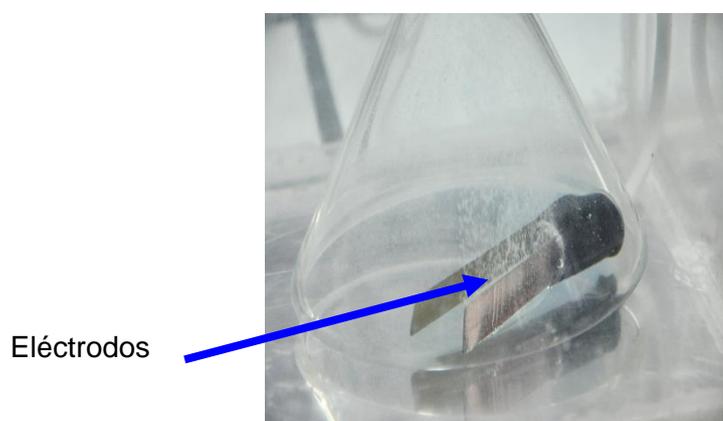
O hidrogénio foi identificado devido ao pequeno estalido que ocorre quando uma pequena chama se aproxima da espuma retirada do copo de recolha. A libertação do hidrogénio é comprovada através da sua combustão.

2 – Electrólise da água

Outro método de produção de hidrogénio em laboratório é através da electrólise da água. A electrólise da água é o nome que se dá à decomposição molecular da água nos seus constituintes base, o oxigénio e o hidrogénio, quando se faz passar através do fluido uma corrente eléctrica. Na figura seguinte observa-se a montagem laboratorial utilizada para a electrólise da água.



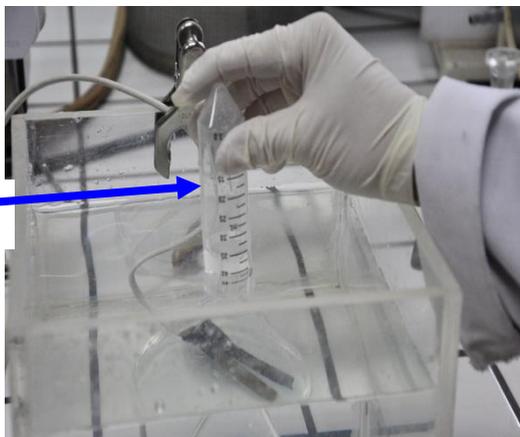
Foi a partir da electrólise da água que se geraram os produtos necessários para a combustão, respectivamente o oxigénio e o hidrogénio, que vão depois entrar em contacto num tubo previamente posicionado em cima dos dois eléctrodos.



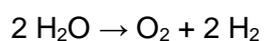
Inicialmente o tubo encontra-se cheio de água para evitar a mistura dos gases que se vão produzindo com o ar e assim aumentar a pureza da mistura gasosa que aí se formará.

Adiciona-se à água ácido sulfúrico para aumentar a concentração de iões no meio aquoso permitindo assim uma menor resistência à passagem da corrente eléctrica através do fluido.

Tubo cheio de água



No decorrer da electrólise nota-se que um eléctrodo produz duas vezes mais gás que o outro. Este facto ocorre dado que a composição de uma molécula de água, H_2O , contém 2 átomos de Hidrogénio (H) para cada átomo de Oxigénio (O). Assim a decomposição electrolítica da água decorre de acordo com a reacção,



onde se produz 2 moles de hidrogénio molecular (H_2) por cada mole de oxigénio molecular (O_2)

O hidrogénio foi identificado devido ao estalido e chama que ocorreu quando o tubo onde se recolheu o hidrogénio e o oxigénio, resultantes da electrólise da água, foi colocado sobre a fonte de ignição (Fig. ao lado)



Químico Orgânico por um Dia

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), não esquecendo que, todos os produtos naturais, incluindo os alimentos, são produtos químicos. Ilustra-se ainda o fenómeno da quimiluminescência com demonstração de aplicação no nosso quotidiano.

Como obter o aroma do eucalipto

Nesta experiência, mostramos como podemos isolar o eucaliptol, constituinte das folhas do eucalipto. Este composto é muito utilizado em medicina para aliviar os sintomas de gripe, na indústria alimentar em alimentos e bebidas, na cosmética como aromatizante de sabonetes, detergentes e perfumes e é também utilizado como repelente de insetos (Figura 1).



Figura 1 – Folhas de eucalipto e produtos da indústria que contêm eucalipto.

Este composto orgânico é constituído por átomos de carbono, hidrogénio e oxigénio (Figura 2).

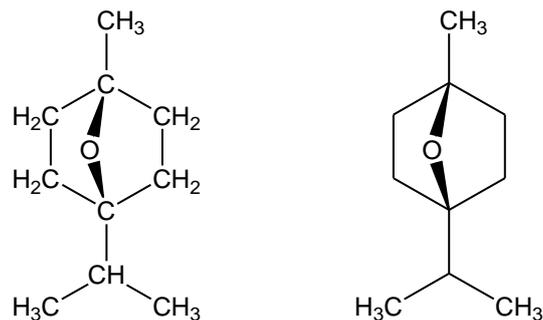


Figura 2 – Duas fórmulas de estruturas químicas do eucaliptol.

Os aromas característicos de muitas flores, ervas e especiarias devem-se aos óleos essenciais que se encontram em ramos, flores e sementes. A técnica mais utilizada para os isolar é a chamada destilação por arrastamento de vapor, que envolve uma mistura de duas substâncias imiscíveis, a água e neste caso, o eucaliptol¹ (Figura 3).



Figura 3 - Destilação por arrastamento de vapor das folhas de eucalipto

O destilado (água e eucaliptol) é passado para uma ampola de decantação. Como a quantidade existente de eucaliptol nas folhas é pequena, procede-se em seguida a uma extração líquido-líquido desta fase aquosa, adicionando um solvente orgânico (clorofórmio). (Figura 4). Através de decantação em funil separam-se os dois líquidos imiscíveis e com diferentes densidades.

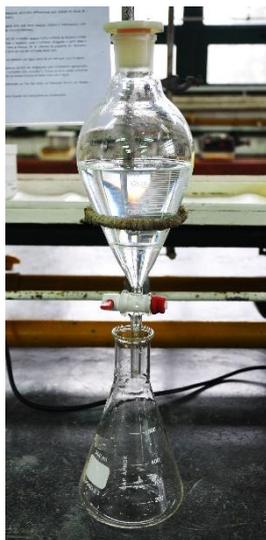


Figura 4 - Separação do eucaliptol e clorofórmio (fase orgânica) da fase aquosa

Para obter o eucaliptol é ainda necessário separar o solvente por destilação recorrendo a um rotavapor ou evaporador rotativo (Figura 5).



Figura 5 – Destilação do clorofórmio num rotavapor

O solvente é evaporado e condensa no refrigerante, sendo recolhido num balão. Deste modo obtém-se o eucaliptol.

1 – D. Simão, “100 experiências de química orgânica”, 2011, ISTPress, Exp. 3, pág. 9.

Na seguinte experiência vamos extrair este pigmento da beterraba, através de uma técnica denominada extração em soxhlet (Figura 8). Nesta técnica, usa-se água e etanol como solventes que ao serem aquecidos entram em ebulição, evaporam, condensam no extrator sobre os pedaços de beterraba, sendo depois reconduzidos ao balão juntamente com a betanina³.



Figura 8 – Extração da betanina em soxhlet

Em seguida, separa-se o solvente por destilação recorrendo a um rotavapor ou evaporador rotativo, tal como na experiência anterior.

2 – A. Sturzoiu, M. Stroescu, A. Stoica, T. Dobre, *U.P.B. Sci. Bull., B*, **2011**, 73, 145 – 156.

3 – R. D. Chakole, S. Zade, M. S. Charde, *International Journal of Biomedical and Advance Research*, **2011**, 124- 130.

Como se faz o ben-u-ron®

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 fazer reações:



a)

b)

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

9 b) – Montagem para reação na ausência de oxigênio e com agitação mecânica.

A experiência seguinte mostra como se prepara o paracetamol, princípio ativo do conhecido Ben-u-ron®. Este medicamento é muito utilizado para baixar a febre e como analgésico.



Figura 10 – Comprimidos e xarope de paracetamol (Ben-u-ron®).

Os reagentes desta reação são o p-aminofenol e o anidrido acético em água (figura 11).

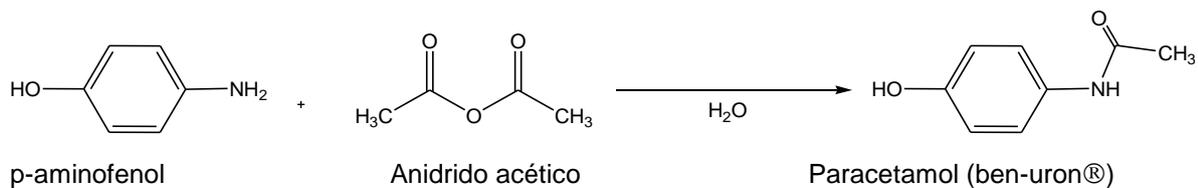


Figura 11 – Esquema reacional de formação do paracetamol (Ben-u-ron®).

Para a reação acontecer, é necessário aquecer e agitar (agitação magnética) todos os reagentes durante 10 minutos (figura 12 a)). Com o arrefecimento desta mistura reacional observa-se a precipitação do produto, um sólido branco (Figura 12 b)).



a)



b)

Figura 12 a) – Montagem para a preparação do ben-u-ron (Foto de Matilde Freitas)

b) – Precipitação do ben-u-ron com arrefecimento em gelo

O sólido é isolado por filtração em vácuo⁴ (figura 13).



Figura 13 – Filtração em vácuo do ben-u-ron.

4 – D. Simão, “100 experiências de química orgânica”, 2011, ISTPress, Exp. 77, pág. 317.

Como obter luz com a química

Já todos ouviram falar de “glow party”. É uma festa cheia de luz e cor, onde se utilizam muitos produtos fluorescentes e luminosos. Muitos dos artigos usados nestas festas, consistem em pequenos tubos de plástico que se podem apresentar como pulseiras, colares, que se dobram até partir e ficam luminosos durante bastantes horas⁵ (figura 14).



Figura 14 – “Glow Party”

Quando surgiram os primeiros produtos deste gênero, nos anos 70, os chamados “glow sticks” tinham como principal função servir de luz de emergência. Hoje em dia são utilizados nas mais variadas situações uma vez que são à prova de água, toleram altas pressões, não necessitam de baterias ou pilhas, não geram calor e são muito baratos. São por isso muito utilizados pelas forças militares, campismo, mergulho, pesca, etc (figura 15).



Figura 15 – Aplicações práticas dos “Glow sticks”

http://ballyhood.com/swordfish_rig.htm

A luz emitida por estes produtos está relacionada com o fenômeno da quimiluminescência, ou seja com a emissão de luz devido a uma reação química⁶.

Quando se juntam determinados reagentes, uma das moléculas, (ativador - ACT), é eletronicamente excitada devido à reação, regressando depois ao seu estado fundamental emitindo nessa altura luz fluorescente. Nos “glow sticks”, os reagentes estão em 2 compartimentos separados. No momento em que se dobra, quebra-se um dos

compartimentos, originando a reação com a consequente emissão de luz que dura várias horas (figura 16).

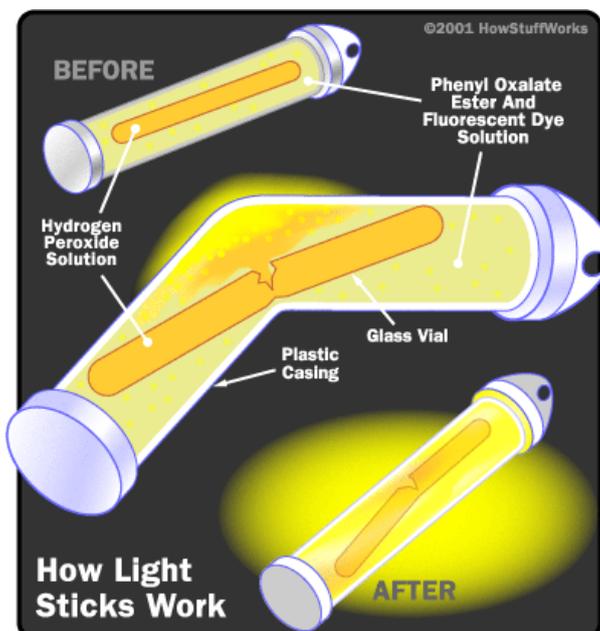


Figura 16 – Como funciona um “Glow stick”

<http://science.howstuffworks.com/innovation/everyday-innovations/light-stick2.htm>

Nesta experiência vamos mostrar este fenômeno da quimiluminescência, fazendo reagir o oxalato de 2,4,6-triclorofenilo (um éster) e a água oxigenada (peróxido de hidrogênio), formando um peróxido cíclico que interage com o ativador (ACT) ficando no seu estado eletronicamente excitado, o qual emite luz fluorescente ao voltar ao estado fundamental (figura 17). Verifica-se também a libertação de dióxido de carbono⁷.

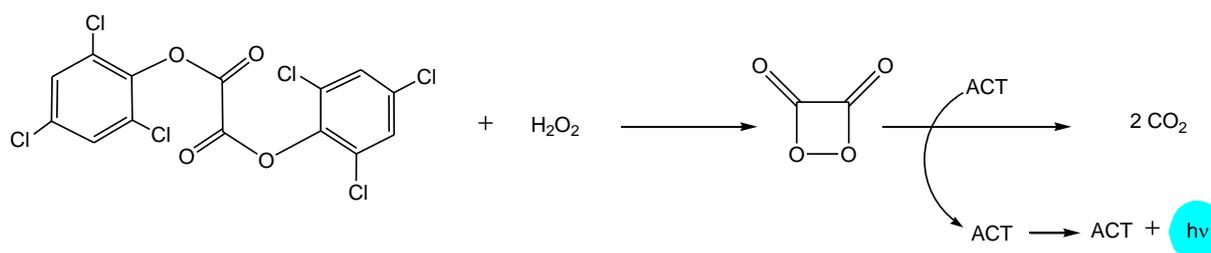


Figura 17 – Reação de quimiluminescência com um ativador (ACT)

A cor emitida dependerá do ativador utilizado⁸. Se for por exemplo o trans-9-(2-feniletênil)antraceno⁹ (figura 18 a)) a luz emitida é azul, mas se for a rodamina B (Figura 18 b)) a luz emitida é o vermelho.

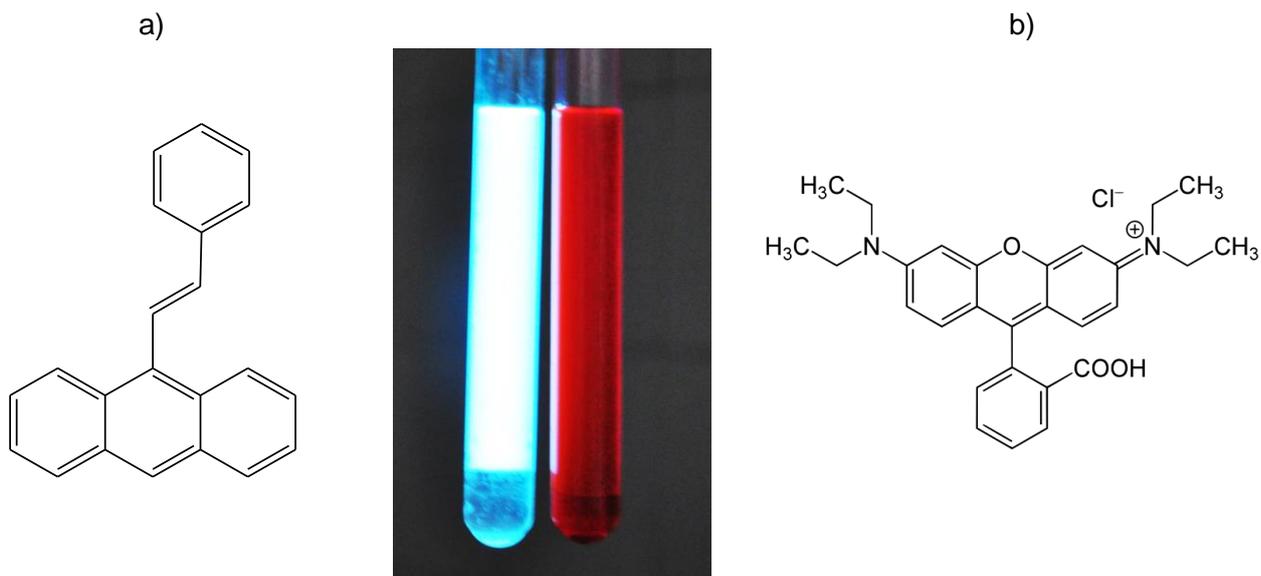


Figura 18 a) - Estrutura do trans-9-(2-feniletênil)antraceno, emite luz azul.

b) - Estrutura da rodamina B, emite luz vermelha.

Como aplicação prática deste fenómeno, vamos mostrar como se ativam os “glow sticks” (figura 19).

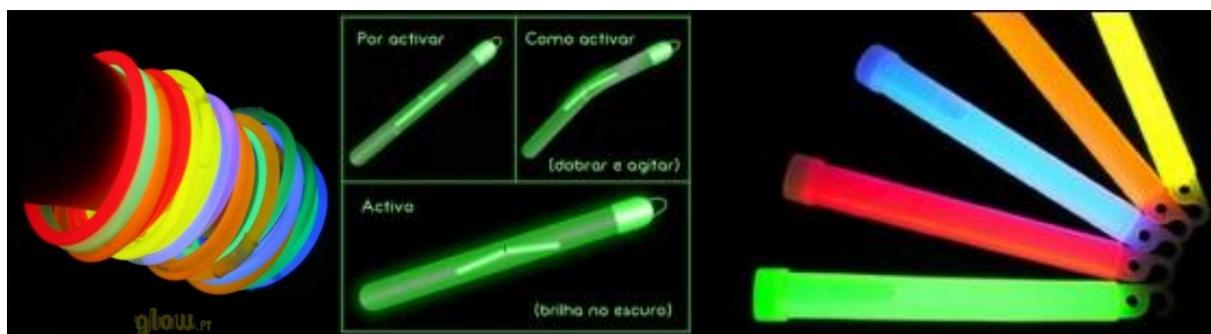


Figura 19 – Ativação de um “Glow stick”.

Como ver produtos fluorescentes

Existem compostos orgânicos que são fluorescentes quando observados sob uma lâmpada de ultra violeta como por exemplo, o quinino existente na água tônica, a fluoresceína (figura 20) muito utilizada para detecção de águas subterrâneas, exames oftalmológicos (angiogramas) e como marcador biológico, como por exemplo em química forense.



Figura 20 – Água tônica e solução de fluoresceína sob luz natural e luz ultra violeta.

Existem também compostos fluorescentes em notas, cartas de condução e outro tipo de documentos (figura 21). Este tipo de análise é de igual modo usado em investigação criminal para verificação da validade de papel-moeda e de diversos documentos.

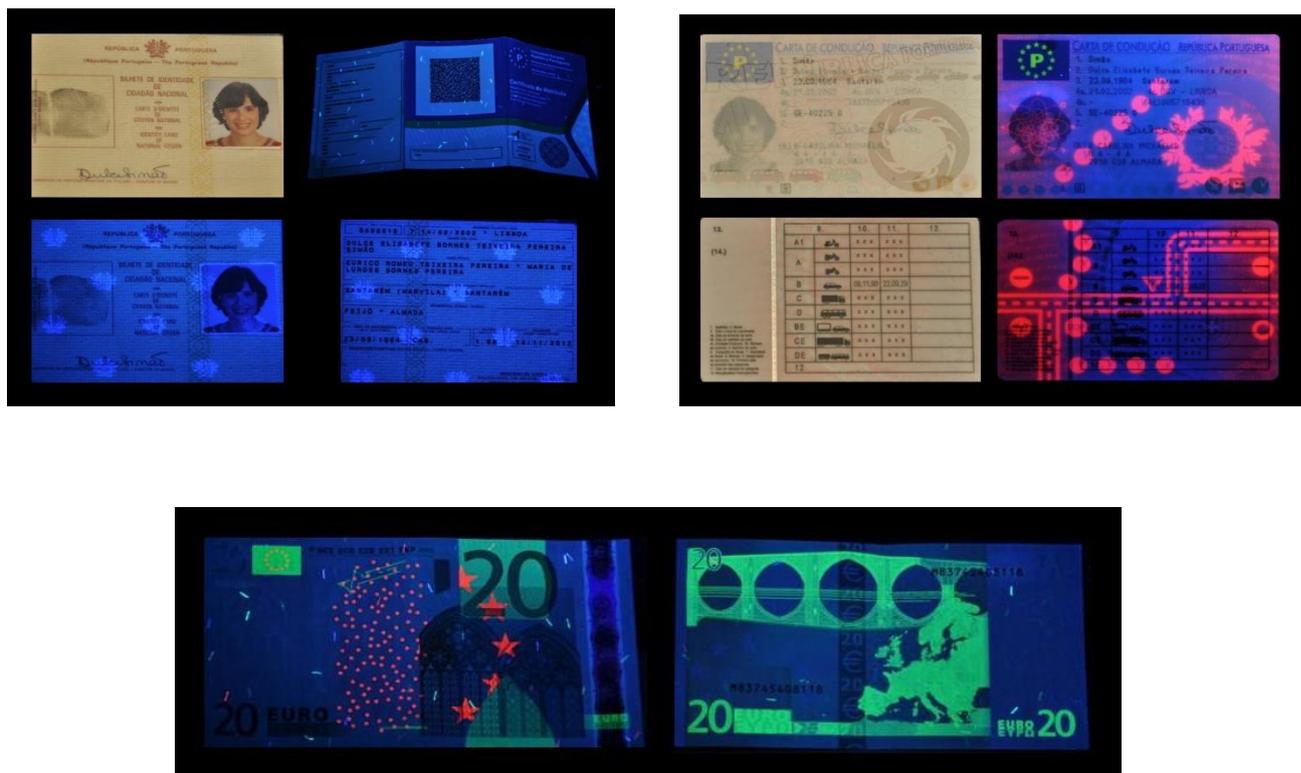


Figura 21 – Vários documentos e notas sob luz natural e sob luz ultra violeta.

5 – <http://www.glow.pt/>

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

7 - F. McCapra, *Methods Enzymol.*, **2000**, 305, 633 – 659.

8 – <http://www.youtube.com/watch?v=tltOOpyJP5k>

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

Agradecimentos

Agradeço aos seguintes alunos de Engenharia Química, Biológica e Biomédica a preciosa colaboração e empenho, na procura de novos trabalhos, na sua realização e optimização.

Duarte Martins
Beatriz Matafome
Ana Carolina Leote
Manuel Almeida

José Morais
Jorge Martins
Carlos Rafael Lopes
Faissen Lordeiro

Joana Paulino
Adriana Correia
Raquel Valente

Química na Cozinha

Textos adaptados por Filipa Franco e revistos por Rita Vilas Boas, Faissen Lordeiro, Miguel Almeida

Alunos do Mestrado Integrado em Engenharia Química, Departamento de Engenharia Química, Instituto Superior Técnico, Universidade de Lisboa Av. Rovisco Pais 1, 1049-001 Lisboa.

“Esparguete colorido”

Procedimento experimental:

Num copo de precipitação, começam-se por ferver 300mL de água. Posteriormente, junta-se 2g de agar-agar em pó e corante alimentar da cor desejada, agitando sempre o preparado. Depois de um repouso breve, com o auxílio de uma seringa, aspiram-se cerca de 2mL para o interior de um tubo de silicone e mergulha-se o mesmo numa proveta com água e gelo, cerca de 45s, para que a solução arrefeça e gelifique. Por último, basta pressionar a seringa e recolher o esparguete para um prato, repetindo-se os últimos passos da gelificação o número de vezes necessária para a quantidade pretendida.

Explicação:

Esta experiência é possível graças ao facto de o agar-agar, ou agarose como também é conhecido, ser altamente gelificante, com uma elevada força de gel mesmo a baixas concentrações, alta transparência e temperaturas de fusão/gelificação bem definidas.

Nos restaurantes gourmet, a técnica usada é semelhante mas, em vez de usarem água, cozem-se vegetais (grelos, espinafres,...). Nesse caso, primeiro forma-se a polpa a partir dos vegetais previamente cozidos e, com o auxílio de um passador, recolhe-se simplesmente o líquido. Depois perfaz-se a quantidade de água exigida e junta-se o agar-agar, seguindo-se o processo de gelificação já descrito.



“Espumas doces”

Procedimento experimental:

Começa-se por derreter 80-100g de chocolate de culinária num copo de precipitação numa placa de aquecimento. Adicionam-se 300mL de água e, após ferver, junta-se uma colher de chá de lecitina, agitando sempre a solução. Deixa-se arrefecer um pouco e coloca-se num recipiente com um diâmetro bastante superior ao de uma varinha mágica. Com o auxílio da mesma, faça círculos à superfície do preparado, originando a espuma que deve ser recolhida com uma colher para um copo. Guarde no frigorífico cerca de 5 minutos antes de servir.

Explicação:

As espumas são frequentes nos novos pratos de cozinha vanguardista ou gourmet e devem ser feitas na hora. Os ingleses apelidam-nas de *vapor*, e os espanhóis, *aire*, para não se confundir com a espuma de sifão que tem, ao contrário desta, consistência de uma musse. As espumas são feitas a partir de uma base líquida (sumo, caldo, infusão, etc.) e usa-se lecitina para estabilizar a espuma.

A lecitina é a designação dada a uma mistura de diversos componentes e é usada comercialmente como emulsionante em chocolates e na produção de revestimento para alimentos, pois consegue impedir que a água e a gordura se separem nos alimentos. Na execução da experiência, recomenda-se o uso da batedeira de claras apenas com as pontas mergulhadas no líquido para formar espuma, e se possível, as lâminas da varinha devem ser de metal e não plástico porque este impede a estabilização das espumas.



“Segredos dos chefes”

1 - Gelatina + ananás – ligação perigosa!

A gelatina, sobremesa conhecida por ser saborosa, refrescante, hipocalórica e de fácil preparação, tem inúmeras vantagens para a saúde, uma vez que auxilia na redução dos níveis de colesterol no sangue, controla a glicemia e, por ser rica em proteína, fortalece os ossos.

A proteína responsável por estas características na gelatina deriva da hidrólise parcial do colagénio e constitui cerca de 85 a 90% da composição da gelatina, que é extraída de ossos e tecido conjuntivo de animais.

A grande capacidade da gelatina de reter um líquido deve-se à sua estrutura tridimensional de cadeias de proteínas que, embora separadas, se encontram conectadas em algumas zonas. O colagénio, quando sujeito a aquecimento superior a uma determinada temperatura (cerca de 70°C) desenrola-se. É o processo de aquecimento e rápido arrefecimento destas cadeias que faz com que as ligações moleculares sejam quebradas e rearranjadas, respectivamente. A gelatina funde com o calor e solidifica quando o calor cessa, formando, quando misturada com um líquido, uma solução que se mantém estável numa gama variada de temperaturas.

A capacidade de retenção da gelatina é verificada com o facto de poucas moléculas de proteína conseguirem imobilizar uma grande quantidade de água (10g de gelatina gelificam 5dL de água).

Sabia que não pode juntar ananás fresco à gelatina?

Esta capacidade de retenção da gelatina por ser quebrada quando misturada com ananás fresco, permanecendo a mistura sempre líquida. Este fruto impede a gelificação por conter uma substância que quebra as ligações que formam a rede tridimensional após a alteração da proteína.

Para evitar o sucedido, é preciso retirar a substância do ananás natural, que se consegue por aquecimento do mesmo. A utilização de ananás enlatado evita igualmente o problema por já ter sido previamente aquecido para se conservar.

Este efeito é igualmente conseguido com outras frutas, como o figo, papaia e kiwi.



2 - Porque fazem as cebolas chorar?

A cebola, utilizada regularmente na alimentação mediterrânea, é um fruto conhecido pela sua capacidade de provocar o choro nas pessoas que o cozinham. Este acontecimento surge na sequência do seu corte, devido aos mecanismos de defesa contra predadores por parte da cebola.

O corte da cebola provoca um conjunto de reacções químicas que produzem produtos temporários responsáveis pelos sabores, odores e cheiros característicos. O choro é provocado por um dos produtos libertados, o ácido sulfénico, que, sendo bastante volátil, instável e solúvel em água, alcança os olhos, reagindo com a água que neles se encontra. O produto da reacção é uma solução fraca de ácido sulfúrico que provoca irritação e consequente ardor dos olhos. Como forma de acalmar a sensação, os olhos tentam diluir esta solução, accionando as glândulas lacrimais em resposta.

Como evitar as lágrimas?

Para evitar esta reacção é aconselhável não esfregar os olhos com as mãos, pois foi com estas que procedemos ao corte da cebola. Uma das melhores formas é cortar a cebola debaixo de água, para que o ácido sulfénico se dissolva em água, reduzindo drasticamente a quantidade que se dissipa no ar. Baixas temperaturas reduzem igualmente a actividade do enzima e diminuem a sua volatilidade, pelo que guardar a cebola no frigorífico antes de a cortar é uma boa opção.

Segredos do refogado?

Para que a cebola passe a ter um sabor doce, é necessário converter algumas das suas substâncias voláteis que lhe conferem o aroma forte. Para tal, e segundo as conclusões

do químico Martin Lersch, quanto mais alto o pH da reacção mais rápido é o processo por se reduzir drasticamente a acidez da cebola. Para tal basta tornar o meio básico, por adição de bicarbonato de sódio no início da confecção de um refogado, que necessita destas características por parte da cebola.

Equipa

Coordenação

Maria Amélia Lemos
Cristina Gomes de Azevedo
Dulce Simão

Módulos Experimentais

Alberto Ferro
Alda Simões
Amélia Almeida
Amélia Lemos
Ana Knittel
Beatriz Forte
Carla Pinheiro
Clementina Teixeira
Cristina Gomes de Azevedo
Dulce Simão
Elisabete Xufre
Faissen Lordeiro

Apoio na Realização

NEQIST
Isabel Leiria
Marta Coelho
Leonel Nogueira

Apoio Laboratorial

Adriana Marisa Bentes Correia
Ana Carolina Leote
Ana Catarina Fernandes de Oliveira
Ana Catarina Fernandes Paiva
Ana Isabel Fernandes de Carvalho
Ana Knittel
Ana Patrícia Cardoso Cotrim
Ana Patricia Faria Lourenço
Ana Rita Gomes
Ana Sofia Caldas Vieira Gomes Correia
Ana Teresa Fialho Batista
André Bernardo Alves
André Felipe de Jesus Lopes Ruza
André Filipe Guerreiro Estevão
André João Ornelas Aguilar
Andreia Filipa Fonseca Grade Leitão Alves
Andreia Filipa Rijo Marianito

Logística

Lurdes Ribeiro
Rosinda Leite
NEQIST

Fátima Rosa
Filipa Franco
Francisco Lemos
Isabel Leiria
Isabel Oliveira
Marta Coelho
Martim Caldeira
Miguel Almeida
Remígio Machado
Rita Vilas Boas
Tânia Cordeiro

Nuno Simões
Jorge Teixeira
Carla Salvador
Sofia Rocha

Bárbara Pacheco
Beatriz Ferreira Matafome
Beatriz Forte
Beatriz Maria Mira Gonçalves Pereira
Beatriz Paiva Bento
Carlos Rafael Faria Lopes
Carminho Sacadura
Catarina Alexandra Lopes Tapada
Catarina Andreia Martins Freire
Catarina Costa
Catarina de Jesus Pinto Gonçalves
Catarina Gil Leitão Ferraz Carreira
Catarina Inês Miguel Lopes Fernandes
Catarina Lourenço Delfino
Catarina Ricardo Oliveira
Catarina Vanessa Miranda Grilo
Cláudia Patrícia Gomes de Medeiros

Daniel Guilherme Henriques Vicente
Daniela Matias da Rocha
Danylo Panovyk
David Manuel Paulo Negreiro
David Manuel Ramos Russo
Diogo do Espírito Santo Nogueira
Diogo Filipe Frazão Ferreira Faria
Diogo Miguel Monteiro Mosteias
Duarte Miguel da Costa Martins
Faissen Barbosa Lordeiro
Filipa Franco
Filipa Inês de Carvalho Guimarães
Filipa Marques
Filipa Martins Gonçalves
Filipa Mourinho
Filipe Miguel G. Santos Calapez Xavier
Francisca de Jesus Freire Dias
Francisco João Gonçalves Afonso
Francisco Miguel da Cunha Fitas
Gonçalo Mendes
Gonçalo Miguel R. de Sá Pereira Caetano
Guilherme Nóbrega Carvalho
Hugo Miguel dos Anjos Carvalho Lapa
Inês Aniceto de Mendonça Neves Correia
Inês Filipa Pereira Nunes
Inês Mano Pires
Ines Marques Lobo
Inês Rodrigues Martins
Isabel Oliveira
Joana Gonçalves Lourenço
Joana Raquel Antunes Paulino
Joana Raquel da Costa Pereira
Joana Vicente
João Álvaro Moreno Salteiro Casimiro Malta
João Augusto Vitorino Pereira
João Bernardo
João Maria R. Perlico da Cruz Sabino
João Pedro Cerdeira Gil
João Pedro Marques Gomes da Silva
João Pedro Vilhena de Freitas Moreira
João Santos Pina Dantas Rodrigues
José Carlos Ferreira Rodrigues de Moraes
José Francisco M. B. dos Santos Barradas
Leonor Monteiro Teixeira Prata
Leonor Resina
Lisa Xufre
Mafalda dos Santos Dias Duque

Manuel Larião de Almeida
Maria Ana C. Fernandes Mendonça Neves
Maria de Fátima Calixto Carvalho
Maria Leonor Resina
Mariana Caldeira Amaro
Mariana Devesa Rodrigues
Mariana Duarte Fino de Oliveira Costa
Mariana Leitão da Silva Santos
Mariana Nunes Anastácio
Mariana Silva
Mariana Simões Botto dos Santos Oliveira
Mariya Zaporozhan
Marta Lemos Ferreira
Martim Lino da Cruz Caldeira
Miguel Almeida
Miguel Castro Oliveira
Miguel Gonçalo Salgueiro do Paço
Miguel Marques
Mónica Patrícia de A. Silva Pereira
Patrícia Santos
Paulo Rui Rodrigues de Queirós
Pedro Oliveira
Rafaela Zoé Carvalho Tavares
Raisa Costa Paes Oliveira
Raquel dos Santos Capelo Ramos
Raquel Fernandes
Raquel Marisa Moreira Valente
Rita Abreu
Rita Cruz
Rita Geada Santinho
Rita Sofia Faria Ribeiro
Rita Vilas Boas
Rogério Pedro Brito Guerreiro
Sara Cardoso
Sara Daniela dos Santos Sousa
Sara Patrícia Ferreira Da Silva
Sofia Fontes Rocha
Sofia Miguel Assunção da Silva Martins
Solange Bolas
Susana Broeiro Bento
Susana Teixeira Luis Fialho Medinas
Tânia Batista Corrales
Tânia Cordeiro
Tatiana Rodrigues Almeida
Teresa Romano de Castro Torres
Teresa Varandas Roque
Vanessa de Sousa Gomes

Escolas Participantes

- Escola Rainha D. Amélia
- Escola Fernão Mendes Pinto
- Escola da Azambuja
- Escola D. Luísa de Gusmão
- Escola D. Filipa de Lencastre
- Escola Secundária do Lumiar
- Escola Básica 2, 3 Marquesa de Alorna
- Escola Básica 2,3 Nuno Gonçalves
- Escola Básica 2,3 da Alembração
- Escola Básica 2,3 do Porto Alto
- Escola Básica 2,3 Piscinas
- Escola Secundária Anselmo de Andrade
- Escola Luís António Verney
- Escola Padre Francisco Soares
- Colégio Moderno
- Colégio Guadalupe
- Colégio da Bafureira

Patrocínios

