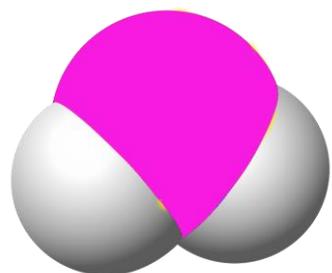
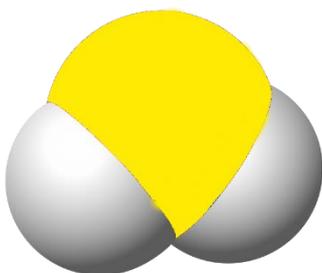


Laboratórios Abertos '15



INTERNATIONAL
YEAR OF LIGHT
2015



Laboratórios Abertos Júnior 2015

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:
Alexandre Lemos
Fevereiro 2015

ISBN: 978-989-99508-1-8

Índice

Índice	3
Programa	4
Introdução	5
Conversas à Volta de um Filme.....	6
Viver Sem Química?	7
A Química e os Biscoitos.....	9
Ilumina-te	11
Experiências no Laboratório.....	13
Metálica no Estado Líquido	14
Materiais divertidos	33
Show - Ar	42
ISTo é Química Orgânica.....	48
No Laboratório de Engenharia Química	68
A 4ª dimensão da engenharia química!	74
Equipa.....	79
Escolas Participantes	80
Patrocínios	81

Programa

Ensino Básico – Atividades de 9 a 13 de Fevereiro de 2015

	Horário	Atividades	
Manhã	9:30 h	Um Mundo sem Química / A Química e os Biscoitos	
	10:30 – 12:30 h	Experiências nos laboratórios	
Tarde	14:30 h	Um Mundo sem Química / A Química e os Biscoitos	
	15:30 – 17:30 h	Experiências nos laboratórios	

Experiências nos Laboratórios			
Metálica no Estado Líquido	Materiais divertidos	<i>Show Ar</i>	
ISTo é Química Orgânica	No Laboratório de Engenharia Química	A 4ª Dimensão da Engenharia Química	

Introdução

Nesta edição dos “Laboratórios Abertos Júnior 2015”, para além das experiências de laboratório, os alunos que nos visitarem terão uma “conversa” sobre o papel que a Química desempenha na nossa vida quotidiana.

Conversas à Volta de um Filme

Na primeira parte da visita aos Laboratórios Abertos 2015 vamos colocar um tema à discussão – É possível viver sem química? Para arrancar com a discussão vai projetar-se um filme realizado pela Federchimica italiana precisamente com este título.

Depois deste, será visionado um Ted Ed, da autoria de Stephanie Warren, sobre a Química dos Biscoitos. São várias as reações que se passam durante a culinária e para as ilustrar escolhemos a reação do bicarbonato de sódio, o fermento, com um ácido, o vinagre, a qual é demonstrada durante estas conversas, com a própria participação dos alunos presentes.

Viver Sem Química?

M. Abrantes^a, D. Simão^a, F. Lemos^b, M.A.N.D.A. Lemos^b,

^aCentro de Química Estrutural, ^bCERENA

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

É possível viver sem química? Esta é a pergunta central para a primeira parte da nossa conversa.

No filme realizado pela Federchimica Italiana, precisamente para fomentar a ideia de que a Química é imprescindível para a nossa vida quotidiana, vamos ver como muitos dos objetos que utilizamos no nosso dia-a-dia sem pensar na sua origem, têm por trás um trabalho muito importante de engenheiros e cientistas ligados à área da Química: Químicos, Engenheiros Químicos, Engenheiros de Materiais, etc.

Na realidade, se fossemos “subtraindo” ao nosso ambiente todos os objetos que têm a Química por base, muito pouco sobraria...

Os medicamentos, que envolvem o trabalho de pessoas de muitas áreas, são, na realidade, na sua maior parte fabricados por reações de síntese química, delineadas por químicos orgânicos e postas em produção por engenheiros químicos através de processos muito variados. Os medicamentos chegam até nós embalados, muitas vezes em plásticos ou outros materiais que, mais uma vez, têm origem na Química e são produzidos por Engenheiros Químicos e de Materiais.

Se a Química é fulcral quando estamos doentes, não é menos importante quando não estamos. Os nossos alimentos também vêm embalados em recipientes que, na sua grande maioria, são produzidos por reações químicas que são desenhadas por Químicos e Engenheiros Químicos, obedecendo a requisitos estritos de resistência que são da responsabilidade de Engenheiros de Materiais.



Figura 1 – Embalagens de alumínio e plástico.

Os próprios alimentos são, na sua maior parte, sujeitos a processamentos do foro da Engenharia Química ou da Engenharia Biológica – por exemplo, a pasteurização e esterilização do leite ou a hidrogenação de óleos para produzir a margarina.

Mas quase tudo o que nos rodeia tem também “a mão” dos Químicos, Engenheiros Químicos, Engenheiros de Materiais, etc. São exemplo as tintas, para as paredes, os eletrodomésticos, os azulejos, as roupas, etc.; as colas que usamos para colar os azulejos às paredes, os pavimentos ao solo, os objetos partidos; as espumas que utilizamos nos colchões, os sofás, os assentos dos automóveis; as coberturas de pele sintética; os combustíveis que utilizamos nos nossos transportes e para produzir muito do calor e da eletricidade que utilizamos.

Na realidade a única conclusão que podemos tirar deste filme é que, no mínimo, a nossa vida seria muito diferente se não existissem produtos químicos.

A Química e os Biscoitos

M. Abrantes^a, D. Simão^a, F. Lemos^b, M.A.N.D.A. Lemos^b,

^aCentro de Química Estrutural, ^bCERENA

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

A Química não está só ligada aos materiais produzidos pelo Homem. Na realidade, a Química é essencial para a compreensão do Mundo em que vivemos e de nós próprios.

Para exemplificar este aspeto escolhemos como segundo filme para esta sessão um Ted Ed intitulado “A Química e os Biscoitos”.

Esta animação mostra que, mesmo numa atividade como fazer biscoitos, a Química está constantemente presente e que a compreensão do que acontece é inteiramente relacionada com a Química.

Na figura 2 mostramos um exemplo da reação de bicarbonato de sódio (que é utilizado como fermento) com vinagre (um ácido). Esta reação ácido-base provoca a libertação do dióxido de carbono e que é responsável pela textura “fofa” do pão, bolos e biscoitos...

Na realidade todos os processos associados à culinária são conjuntos de reações químicas que, no caso dos biscoitos, vão desde as reações em que o bicarbonato de sódio se decompõe por ação do calor ou por reação com os ácidos presentes nos alimentos, para produzir bolhas de CO₂, que deixam os biscoitos fofos e estaladiços, até às reações de Maillard que conferem sabor e cor aos biscoitos

De certo ponto de vista, podemos dizer que a inteligência humana foi beneficiada no seu desenvolvimento pela capacidade que o Homem, ele próprio um processo químico muito complexo, obteve ao dominar o fogo, e começar a cozinhar.

Apesar de se poder pensar que cozinhar consome tempo e, portanto, deixaria menos tempo livre aos homens e às mulheres para se dedicarem a outras atividades, na realidade liberta muito tempo, porque a digestão de alimentos cozinhados é muito mais fácil do que a de alimentos não cozinhados, e permite aos seres humanos absorver quantidades muito superiores de nutrientes muito mais rapidamente, permitindo a ingestão das quantidades de



Figura 2 – Libertação de dióxido de carbono por reação do bicarbonato de sódio com vinagre.

energia que são necessárias para o funcionamento do nosso processador central de alto desempenho – o nosso cérebro.

De facto, essa é talvez uma das maiores diferenças entre os seres humanos e os restantes animais. Se bem que, ao contrário do que se pensava há alguns anos, já se tenham encontrado muitos animais que utilizam utensílios, em particular na sua alimentação, os seres humanos são os únicos que recorrem à cozinha como forma de tornar os alimentos mais digeríveis e mais agradáveis à vista e ao paladar.

Algumas sociedades complexas de animais, como abelhas e formigas, recorrem a formas de transformação dos alimentos com o mesmo objetivo, mas não à escala a que os seres humanos o fazem.

O domínio das técnicas de cozinhar alimentos, na realidade um conjunto muito complexo de reações químicas que alteram as moléculas contidas nos alimentos para os tornar mais acessíveis em termos de energia e de materiais de base para a constituição do nosso corpo, foi e continua a ser um fator primordial para o sucesso do ser humano, enquanto espécie inteligente. A culinária tradicional tem, nos últimos anos, absorvido muito das novas tecnologias associadas à Química, através do desenvolvimento da denominada “Cozinha Molecular”.

Depois destes dois filmes podemos tirar uma conclusão final:

Pergunta: Será possível viver sem Química?

Resposta: Não, a Química está em todo o lado e nós próprios somos os “reatores” onde ocorrem inúmeras reações químicas responsáveis pelas nossas atividades.

Ilumina-te

M. Abrantes^a, D. Simão^a, F. Lemos^b, M.A.N.D.A. Lemos^b,

^aCentro de Química Estrutural, ^bCERENA

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

Antes de passarmos às experiências no laboratório, e porque estamos a comemorar o Ano Internacional da Luz, vamos deixar-te com uma experiência muito luminosa.

O que será que acontece se pegarmos num pepino em salmoura e lhe aplicarmos uma tensão elétrica? Será que vai cozer? Será que vai explodir?

Vamos ver.

Na realidade o que se passa é que o pepino se ilumina com uma intensa cor amarela, como se de uma lâmpada se tratasse.

E porquê?

Porque um pepino em salmoura é condutor de eletricidade, porque está embebido em água salgada que é um bom condutor. A eletricidade ao atravessar o pepino fornece energia aos átomos e moléculas que o constituem; entre estes estão átomos de sódio que, quando carregados com energia em excesso, têm tendência a perdê-la através da emissão de luz – a luz amarela que vemos e que é precisamente característica da emissão de átomos de sódio. Aliás, podes ver essa mesma cor se deixares cair umas pedrinhas de sal de cozinha sobre uma chama, como o bico de um fogão – o sal de cozinha é composto por cloreto de sódio – lá está o sódio que brilha amarelo quando os átomos se enchem de energia, agora por causa da chama.

Durante muitos anos este mesmo efeito foi utilizado para iluminação pública através das chamadas lâmpadas de sódio.

Este efeito – a emissão de uma certa cor pelos átomos quando recebem energia – é muito importante para muitas das nossas atividades quotidianas, em particular para iluminação, mas é também muito importante, por exemplo, para a análise química. Na realidade, cada átomo



Figura 3 – Brilho amarelo provocado pelos iões de sódio presentes no pepino quando se faz passar uma corrente elétrica através deste.

emite um conjunto de cores que lhe é característico – o sódio é amarelo, o potássio é vermelho, etc. Assim, se quisermos saber a composição de um objeto só temos que lhe fornecer energia e observar as cores que emite – esta é a base da espectroscopia. Já alguma vez te perguntaste como é que os cientistas sabem a composição química de uma estrela que está a muitos anos-luz da Terra e, portanto, não pode ser analisada diretamente? É precisamente recorrendo à luz que as estrelas emitem e ao conhecimento das características de cada um dos elementos químicos...

Experiências no Laboratório

A Química e a Ciência de Materiais são centrais na compreensão do nosso Mundo e a sua aplicação sob a forma de Engenharia Química e Engenharia de Materiais são fulcrais para a Economia.

Nestes laboratórios vamos fazer um conjunto de experiências interativas que pretendem dar uma imagem de como estas disciplinas são apelativas e constituem uma excelente opção de carreira para os jovens.

Esperamos que os Laboratórios Abertos mostrem bem o papel que estas áreas da Ciência e da Tecnologia desempenham no bem-estar de que gozamos em termos saúde, mobilidade e conforto, bem como no desenvolvimento económico Nacional e Internacional.

Metálica no Estado Líquido

As experiências que compõem o conjunto *Metálica no estado líquido* envolvem metais como o Vanádio, o Crômio, o Chumbo, Cobre, Zinco e Magnésio. Em algumas das experiências o termo *estado líquido* é usado no contexto de que os metais estão em solução aquosa. Cada um dos metais foi “transformado” numa forma em que é solúvel em meio aquoso. Este ponto de situação é bastante importante porque não vamos trabalhar com o vanádio, crômio ou chumbo enquanto metais puros. Há no entanto um conjunto de experiências em que os metais são usados na sua forma mais comum, sólida e elementar; ou seja, na forma “metálica”. Estes metais ocupam posições muito diferentes na tabela periódica que obviamente refletem as suas características diferentes e se repercutem na sua reatividade – fig. 1.

1	2	3	4	5	6	7	8	9	10	11	12	13	14	15	16	17	18																	
H 1,008 Hidrogênio	He 4,003 Hélio											Li 6,941 Lítio	Be 9,012 Berílio	B 10,811 Boro	C 12,011 Carbono	N 14,007 Nitrogênio	O 15,999 Oxigênio	F 18,998 Fluor	Ne 20,180 Neônio															
Na 22,990 Sódio	Mg 24,305 Magnésio	Al 26,982 Alumínio	Si 28,086 Silício	P 30,974 Fósforo	S 32,065 Enxofre	Cl 35,453 Cloro	Ar 39,948 Argônio	K 39,098 Potássio	Ca 40,078 Cálcio	Sc 44,956 Escândio	Ti 47,867 Titânio	V 50,942 Vanádio	Cr 51,996 Cromo	Mn 54,938 Manganês	Fe 55,845 Ferro	Co 58,933 Cobalto	Ni 58,693 Níquel	Cu 63,546 Cobre	Zn 65,38 Zinco	Ga 69,723 Gálio	Ge 72,630 Germanio	As 74,922 Arsênio	Se 78,96 Selênio	Br 79,904 Bromo	Kr 83,80 Crometo									
Rb 85,468 Rubídio	Sr 87,62 Estrôncio	Y 88,906 Ítrio	Zr 91,224 Zircônio	Nb 92,906 Níquel	Mo 95,94 Molibdênio	Tc 98 Técnetio	Ru 101,07 Ródio	Rh 102,905 Ródio	Pd 106,42 Paládio	Ag 107,868 Prata	Cd 112,411 Cádmio	In 114,818 Índio	Sn 118,710 Estanho	Sb 121,757 Antimônio	Te 127,60 Telúrio	I 126,905 Iodo	Xe 131,29 Xenônio	Cs 132,905 Césio	Ba 137,327 Bário	La 138,905 Lantânio	Ce 140,12 Célio	Pr 140,908 Praseodímio	Nd 144,24 Néodímio	Pm 145 Pmécio	Sm 150,36 Samaritelo	Eu 151,964 Európio	Gd 157,25 Gadolínio	Tb 158,925 Terbório	Dy 162,50 Díscio	Ho 164,930 Hólio	Er 167,259 Erbório	Tm 168,930 Tulmório	Yb 173,054 Ítrio	Lu 174,967 Lutécio
Fr 223 Frâncio	Ra 226 Rádium											Ac 227 Actínio	Th 232,037 Tório	Pa 231,036 Protactínio	U 238,029 Urânio	Np 237 Neptúlio	Pu 244 Plutúlio	Am 243 Americônio	Cm 247 Curcólio	Bk 247 Berkelíio	Cf 251 Califórnio	Es 252 Einsteiníio	Fm 257 Fermíio	Md 258 Mendelevíio	No 259 Nobelíio	Lr 260 Lawrencíio								

Fig. 1 - Tabela Periódica com os elementos assinalados

As experiências que vamos realizar manifestam-se numa realidade comum: a mudança de cor como indício da ocorrência de uma transformação química. São elas:

Metalmorfose – Estudo dos sucessivos estados de oxidação do vanádio (V, IV, III, II) identificáveis pelas suas cores distintas. Redução controlada de uma solução de V(V) até V(II).

Crômio: Sem éter, já foste!

Reação de formação do complexo $[Cr(O_2)_2O(Et_2O)]^-$, instável em H_2O e estabilizado pelo éter etílico com formação de uma fase orgânica azul.

Crómio: foi por um triz!

Estudo da redução de Cr(III) a Cr(II) e sua estabilização por formação de um complexo dimérico com o ligando acetato.

Promoções: compre chumbo, leve ouro!

Reação de precipitação de PbI_2 a partir de KI e $Pb(NO_3)_2$. Aparecimento instantâneo de um precipitado amarelo vivo.

O que une estas transformações é a alteração de cor quando se misturam os reagentes e se dá início à reação química. A primeira experiência envolve reações redox, a segunda a formação de um ião complexo a terceira uma reacção redox e formação de complexo e a última uma reação de precipitação

O Limão Elétrico

Vamos acender uma lâmpada de baixa potência (do tipo LED) usando um conjunto de células galvânicas (eletroquímicas) em série, constituídas por electrodos de cobre e de zinco e por gomos de limão como eletrólito.

Fruta-relógio

Vamos alimentar um relógio digital com duas células galvânicas, feitas com electrodos de cobre e de magnésio e batatas ou um fruto (peras, maçãs...) como meio eletrolítico.

Metalmorfose

Ana Knittel^a, Cristina Gomes de Azevedo^b, Elisabete Xufre^c, Marta Coelho^d, Sofia Duarte e Castro^a

^a Aluna do Mestrado Integrado em Engenharia Química, 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 Aluna do Mestrado Integrado em Engenharia Biológica, 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.

O Vanádio é um metal conhecido não só pela sua utilização em ligas metálicas para o fabrico de objetos que usamos diariamente mas também pelas diversas cores que apresenta quando está em solução. Nesta experiência vamos explorar esta última vertente e aprender um pouco sobre espécies químicas de metais, estados de oxidação e série eletroquímica.

Qualquer elemento da tabela periódica distingue-se entre si pelo número de neutrões, prótons e eletrões que o constituem. Cada elemento possui um núcleo, formado por neutrões e prótons – que fornecem uma carga elétrica positiva –, e uma “nuvem” de eletrões que giram em torno do núcleo, e que fornecem a carga negativa do átomo. Cada elemento químico tem um número específico de neutrões e prótons. No entanto um elemento pode, num determinado composto ou espécie química, apresentar um número variável de eletrões.

Existe um conceito formal designado por carga, estado de oxidação ou número de oxidação de um elemento. O número de oxidação de um elemento é igual ao número de cargas que esse átomo teria se se considerasse que os eletrões nas ligações não se encontram partilhados, mas sim inteiramente localizados num dado átomo, o mais eletronegativo. As reações químicas que conduzem à alteração dos estados de oxidação dos reagentes denominam-se reações redox (reações de oxidação-redução).

O poder redutor de uma espécie química é quantificado por uma grandeza denominada potencial de redução padrão (E^0). Os valores de E^0 ordenados de uma forma crescente ou decrescente, constituem a chamada série eletroquímica. Quanto menor o valor de E^0 de uma determinada espécie, maior o poder redutor da mesma, e inversamente, quanto maior o valor de E^0 de uma determinada espécie maior o seu poder oxidante.

Nesta experiência vamos ter a oportunidade de demonstrar que o vanádio é um elemento que pode ter estados de oxidação diferentes consoante o composto em que está inserido, com o grande atrativo de, em solução aquosa terem cores muito características e muito distintas. Vamos não só “ver” os diferentes estados de oxidação como também “passar” de uns para outros através de reações redox - fig. 2.

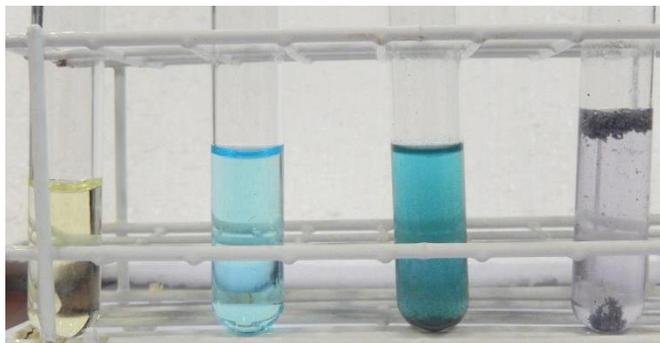


Fig. 2 - Soluções de vanádio em vários estados de oxidação.

O Vanádio é um dos elementos que pode ter um número variável de eletrões à sua volta. Quando este elemento está na sua forma livre, ou seja, não está ligado a mais nenhum elemento, possui 23 eletrões. Como tem 23 prótons (carga positiva) e 23 eletrões (carga negativa) chama-se átomo neutro, pois as cargas anulam-se. Diz-se que está no estado de oxidação zero.



Fig. 3 - Solução de metavanadato de amónio

Nesta experiência vamos partir de uma solução aquosa de um composto de vanádio: o metavanadato de amónio, de fórmula química NH_4VO_3 . Ora, se a molécula de metavanadato de amónio é eletricamente neutra e o ião amónio é monopositivo – NH_4^+ – então o ião metavanadato é mononegativo VO_3^- e o vanádio apresenta-se com uma carga positiva 5 – V^{+5} , ou seja estado de oxidação V. O vanádio no estado de oxidação V, existe na forma de ião metavanadato, como oxoanião, VO_3^- .

O VO_3^- em meio ácido, forma o ião VO_2^+ de acordo com a eq. (1), apresentando em solução aquosa uma cor amarela – fig 3.

Esta não é uma reação redox pois não há alteração do estado de oxidação do Vanádio. Tanto o ião VO_3^- como o VO_2^+ têm vanádio no estado de oxidação de oxidação, V(V).



Vai ser o ião VO_2^+ o reagente de partida na sequência reacional que faremos nesta experiência.

Já percebemos que nesta solução o vanádio é estável tendo apenas 18 elétrons à sua volta. Quando adicionamos um redutor, como por exemplo o sulfito de sódio, o ião sulfito – SO_3^{2-} – oxida-se, ou seja, o enxofre cede um dos seus elétrons ao vanádio, que se reduz e passa ao estado de oxidação +4 (com 19 elétrons no total). A reação química que ocorre entre VO_2^+ e SO_3^{2-} é uma reação redox porque envolve a variação do estado de oxidação do vanádio e do enxofre, que se traduz pela eq. (2)

O vanádio com número de oxidação +4 existe também na forma de oxoanião – VO_2^{2+} – e em solução aquosa fornece à solução a cor azul – fig. 4.

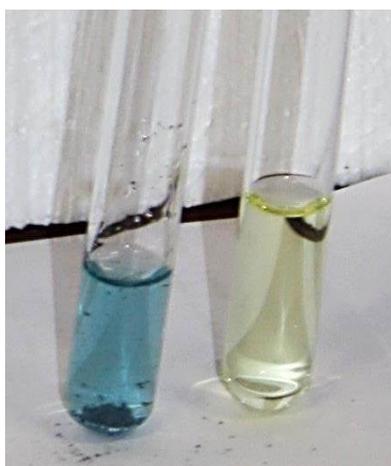


Fig. 4 – Comparação entre uma solução diluída de V(V) – amarela – e outra de vanádio no estado de oxidação +4, na forma de oxoanião – azul.

Se juntarmos um redutor ainda mais forte que o sulfito de sódio, como o estanho, ocorre nova reação redox entre VO_2^{2+} e Sn , o vanádio recebe um novo elétron e diminui o seu estado de oxidação para +3 – eq. (3). A solução aquosa resultante é verde e a espécie de vanádio responsável por essa cor é V^{3+} – fig. 5.



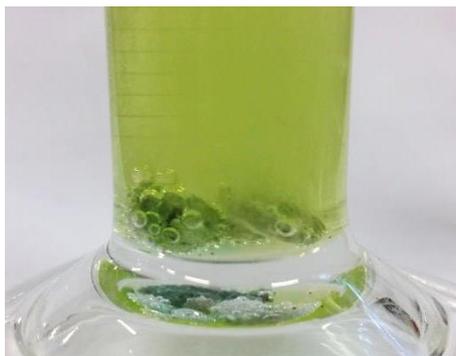


Fig. 5 - Solução de vanádio no estado de oxidação +3.

Por adição de um redutor mais forte, como o zinco metálico, ocorre nova reação redox e iremos obter vanádio no estado de oxidação +2 – V^{2+} , de acordo com a eq. (4) e que em solução aquosa ácida é lilás – fig. 5.

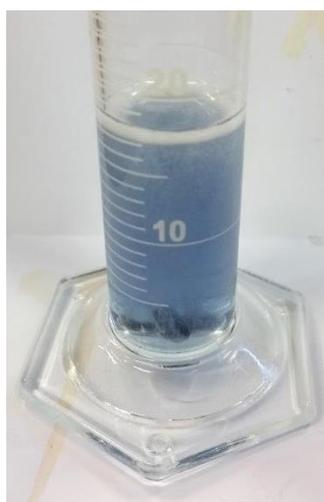


Fig. 5 - Solução final de vanádio no estado de oxidação +2.

Assim, partindo de $V(V)$ e por adição de agentes redutores gradualmente mais fortes, percorremos todos os estados de oxidação do vanádio até $V(II)$.

Se observarmos a série eletroquímica (tabela 1) vemos que o zinco metálico tem um poder redutor suficientemente forte para reduzir diretamente de $V(V)$ a $V(II)$. Não se consegue parar a reação nos estados de oxidação intermédios. Isso só é possível usando redutores mais fracos que seletivamente passam de $V(V)$ a $V(IV)$ como foi o caso do ião sulfito, o estanho quando se observou a redução de $V(IV)$ a $V(III)$ e finalmente o zinco que reduziu $V(III)$ a $V(II)$ – fig. 6.



Fig. 6 - Solução de vanádio nos vários estados de oxidação. Da esquerda para a direita, V(V), V(IV), V(III) e V(II).

Tabela 1 - Potenciais de redução padrão E^0 em Volts, a 25°C, em meio ácido.

Reacção	E^0 /Volts
$Zn^{2+} + 2e^- \rightleftharpoons Zn$	-0.763
$Cr^{3+} + e^- \rightarrow Cr^{2+}$	-0.403
$V^{3+} + e^- \rightleftharpoons V^{2+}$	-0.26
$Sn^{2+} + 2e^- \rightleftharpoons Sn$	-0.13
$2H^+ + 2e^- \rightarrow H_2$	0
$SO_4^{2-} + 2H^+ + 2e^- \rightleftharpoons SO_3^{2-} + H_2O$	+0.17
$VO^{2+} + 2H^+ + e^- \rightleftharpoons V^{3+} + H_2O$	+0.34
$VO_2^{2+} + 2H^+ + 2e^- \rightleftharpoons VO^{2+} + H_2O$	+1.0
$MnO_4^- + 8H^+ + 5e^- \rightleftharpoons Mn^{2+} + 4H_2O$	+1.51

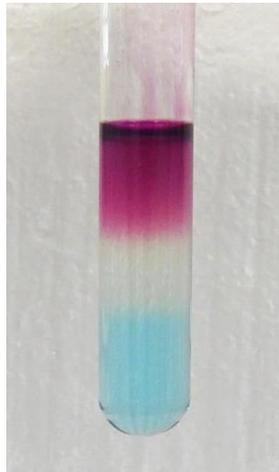


Fig. 7 – Solução de vanádio no estado de oxidação +2 após adição de uma solução de permanganato de potássio (excesso).

Pela lógica inversa, se se juntar um agente oxidante muito forte (valor elevado de E^0) como o ião permanganato – MnO_4^- , teremos a sequência inversa de estados de oxidação do vanádio ou seja é possível, fazendo por oxidações sequenciais, passar de V(II), V(III), V(IV) até

V(V). Se a adição de permanganato for lenta e controlada é possível obter as espécies de vanádio nos vários estados de oxidação – fig. 7.

Crómio: sem éter, já foste!

Quando se trabalha num laboratório é fundamental a identificação exata das moléculas com que se está a trabalhar. Hoje em dia, possuímos equipamento que permite uma caracterização mais rápida da estrutura molecular, como a ressonância magnética nuclear, espectroscopia de infravermelho e ultravioleta, espectroscopia de massa e várias outras técnicas. Mas nem sempre foi assim! Durante muito tempo os químicos tiveram de se guiar por vários testes – reações bem conhecidas – que envolviam muitas vezes mudanças de cor, para identificarem quais os elementos, o seu estado de oxidação (se fosse caso disso), os grupos funcionais e mesmo a estrutura tridimensional da molécula.

A experiência que vamos fazer foi durante muitos anos usada quer na identificação de compostos de crómio (VI), quer de peróxidos. Esta reação foi largamente usada tanto em laboratórios escolares como comerciais, pois usando reagentes também muito comuns, dá-se uma formação de um composto químico (denominado complexo) muito estável com uma característica cor azul. Existem duas formas de executar este teste, sendo que, embora o complexo formado seja diferente, possui a mesma cor em solução e parte do mesmo reagente de Cr (VI), ião dicromato – $Cr_2O_7^{2-}$ – fig. 8.

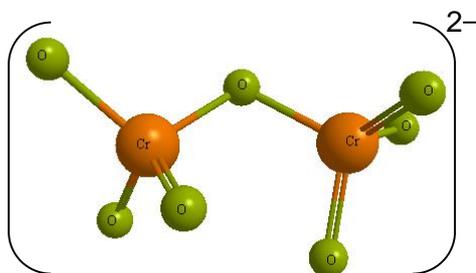


Fig. 8 - Estrutura do ião cromato

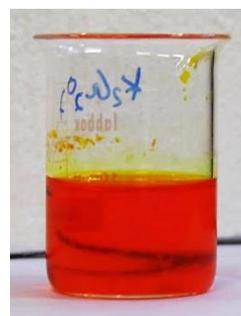


Fig.9 - Solução aquosa de dicromato de potássio.

Como resultado da reação do peróxido de hidrogénio – H_2O_2 – com o ião dicromato – $Cr_2O_7^{2-}$ – (proveniente, neste caso, do dicromato de potássio – $K_2Cr_2O_7$ – fig. 9) resulta um complexo iónico de crómio – eq. (5). É necessária a adição de um pouco de éter dietílico – $(C_2H_5)_2O$ (ou vulgarmente apresentado como Et_2O) – à solução, para que o produto da reação seja estável - $[CrO(O_2)_2(OH).Et_2O]^-$ – fig. 10. O éter etílico forma um aduto estabilizando o complexo, por formação de uma ligação química dativa dos pares de electrões não partilhados do oxigénio para o crómio.

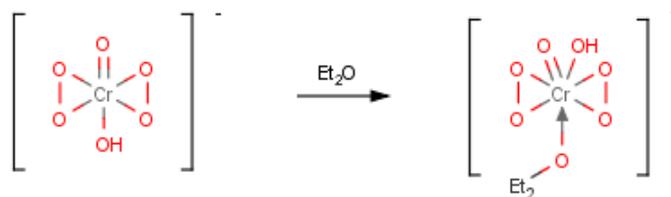


Fig. 10 - Coordenação de uma molécula de éter ao ião complexo de crómio, formando um aduto.



Fig. 11 - Fase aquosa - dicromato de potássio - e fase orgânica - éter.

Nesta reação são visíveis vários fenómenos curiosos. Em primeiro lugar, partimos de uma solução aquosa de dicromato de potássio, facilmente identificável pela sua cor – cor de laranja – independentemente da acidez do meio – fig. 3.

Ao adicionarmos éter à solução de dicromato de potássio nota-se de imediato a

formação de uma nova fase. Esta deve-se à imiscibilidade do éter e da água – fig. 11.

Por fim, e por adição do peróxido de hidrogénio, dá-se a formação do peroxocomplexo de crómio. Neste ponto temos a fase orgânica (éter) incolor, e a fase aquosa num tom castanho, característico do ião complexo e indicativo da decomposição em meio aquoso - $[\text{CrO}(\text{O}_2)_2(\text{OH})]^-$ – fig. 12.

Este complexo é instável em fase aquosa e estável na fase orgânica (éter) e portanto, por agitação, o complexo $[\text{CrO}(\text{O}_2)_2(\text{OH})\cdot\text{Et}_2\text{O}]^-$ é extraído da

fase aquosa para a orgânica, esta fase passa de incolor a azul pálido – fig. 13.



Fig. 12 - Formação do ião complexo de crómio na fase aquosa

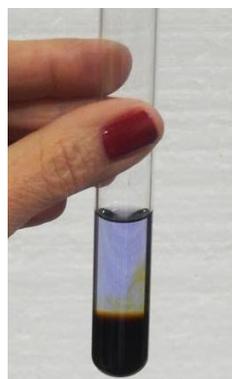


Fig. 13 - Ião complexo de crómio na fase orgânica

Uma experiência análoga e que conduz ao mesmo aduto de éter do ião complexo, é a simples repetição do que já foi descrito, adicionando ácido à mistura reacional – eq. (6).

Desta forma origina-se um complexo de carga nula, de fórmula química – $CrO(O_2)_2 \cdot Et_2O$. A primeira espécie a formar-se é $CrO(O_2)_2 \cdot H_2O$, também muito instável em água. A sua estabilização é levada a efeito com a adição de éter etílico, com formação do respetivo aduto, como já descrito para a experiência anterior – fig. 14.

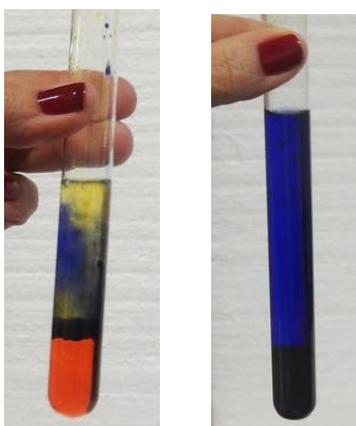
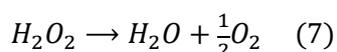


Fig. 14 - Formação do complexo de crómio

À medida que esta reação se dá é visível a efervescência da solução, o que indica que está a decorrer a libertação de uma espécie gasosa. A reação de dismutação do peróxido de hidrogénio ocorre espontaneamente, à temperatura ambiente, e envolve a formação de água e oxigénio molecular – gasoso – eq. (7).



Caso estivéssemos num laboratório sem quaisquer outros meios de caraterização e necessitássemos de saber se numa solução se tinham formado peróxidos, poderíamos assim adicionar dicromato de potássio, éter e um ácido, e se se verificasse alteração da cor para um azul forte, saberíamos então que estávamos na presença de peróxidos. Por um raciocínio análogo identificaríamos a presença do complexo de $Cr(VI)$.

Nas figuras seguintes (figs 15, 16, 17) estão representadas as estruturas tridimensionais dos compostos formados em cada uma das reações.

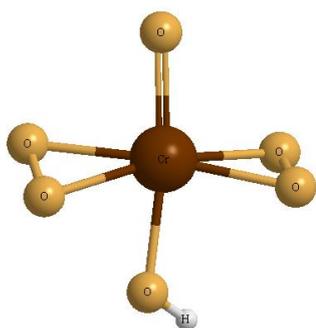


Fig. 15 - Estrutura do ião complexo formado em solução aquosa

Fig. 16 - Estrutura 3D do aduto de éter etílico ião complexo

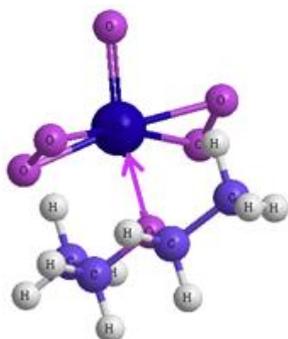
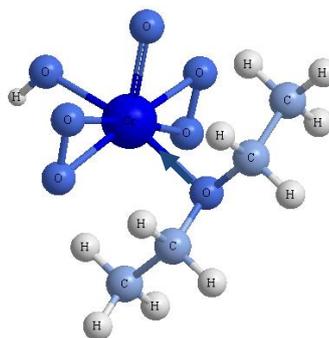


Fig. 17 - Estrutura 3D do complexo formado na reação em meio ácido.

Crómio: foi por um triz!

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

^a Aluna do Mestrado Integrado em Engenharia Química, 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.

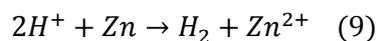
^c Departamento de Engenharia Química, Instituto Superior Técnico, Av. Rovisco Pais 1, 1049-001 Lisboa.

As experiências com vanádio e crómio ilustram dois conceitos que agora vão ser simultaneamente postos em jogo na mesma experiência, usando como metal o crómio. Numa 1^a etapa faz-se uma reacção redox partindo de crómio no estado de oxidação III e redução a

Cr no estado de oxidação II, usando zinco como redutor, em meio ácido – eq. (8). O *Zn* tem um poder redutor suficientemente forte ($E^0 = -0,76\text{ V}$ – tabela 1) para reduzir *Cr(III)* a *Cr(II)* ($E^0 = -0,403\text{ V}$ – tabela 1).



Simultaneamente, uma vez que o meio está ácido, pode verificar-se outra reacção redox paralela, que está expressa na eq. (9).



O *Zn* tem potencial de redução padrão (tabela 1) para reduzir o ião H^+ a H_2 (hidrogénio gasoso). É notória a libertação gasosa de hidrogénio.

Mais uma vez as cores das soluções são muito características: uma solução aquosa de *Cr(III)* é verde – fig. 18 - e uma solução aquosa de *Cr(II)* é azul.

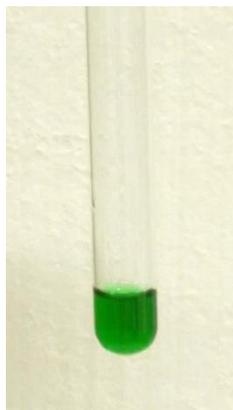


Fig. 18 - Solução aquosa de Crómio III



Fig. 19 - Solução aquosa de Crómio II com zinco

Cr(II) é bastante instável em solução aquosa e só é possível gerar e manter esta espécie (em solução aquosa) na presença do redutor – fig. 19. Se, por exemplo se retirar o *Zn* (por filtração) imediatamente se regenera uma solução verde de *Cr(III)*.

A 2ª parte da experiência pretende ilustrar como se podem estabilizar estados de oxidação de metais de transição, por adição de espécies químicas (denominadas ligandos) que se vão coordenar (ligar) ao centro metálico, formando compostos denominados complexos. Um exemplo, como já referido, é o da experiência anterior: Formação de uma espécie de *Cr(VI)*,

$CrO(O_2)_2 \cdot Et_2O$, cuja estabilização é levada a efeito por éter etílico, com formação do respetivo aduto.

Neste caso vamos estabilizar a solução de $Cr(II)$ por adição de uma solução de acetato de sódio.

O ião acetato (ligando) estabelece uma ligação química com o centro de $Cr(II)$, formando um dímero de cor vermelha – fig. 20 e 21 - de acordo com a equação (10).

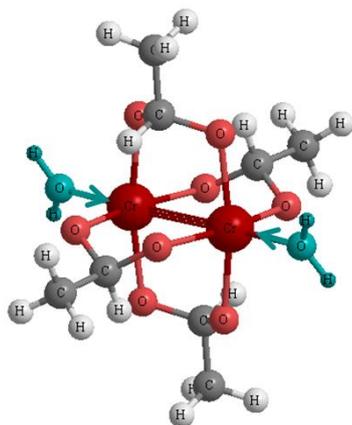
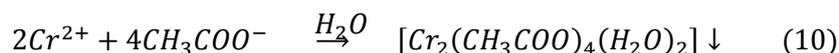


Fig. 20 - Estrutura 3D do aduto de Crómio II como ião acetato.



Fig. 21 - Reação de Crómio II com acetato de sódio.

Promoções: compre chumbo, leve ouro!

Ana Knittel^a, Cristina Gomes de Azevedo^b, Elisabete Xufre^c, Marta Coelho^d, Sofia Duarte e Castro^a

^a Aluna do Mestrado Integrado em Engenharia Química, 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 Aluna do Mestrado Integrado em Engenharia Biológica, 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.

O equilíbrio de solubilidade de compostos iónicos pouco solúveis tem grande interesse prático, sendo as reações de precipitação a base de alguns métodos de análise qualitativos e quantitativos de substâncias inorgânicas.

Mediante reações de precipitação é possível separar quase todos os cátions metálicos uns dos outros (precipitação fracionada).

A solubilidade é a quantidade máxima de soluto que se pode dissolver numa certa quantidade de solvente, a uma dada temperatura e pressão. Pode ser expressa em moles de soluto por litro de solução ou gramas de soluto por litro de solução.

Substâncias diferentes apresentam solubilidades diferentes. Podemos classificar as substâncias como:

Solúveis – substâncias cuja solubilidade é bastante superior a 0,02 moles de soluto por litro de solução;

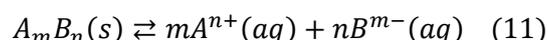
Ligeiramente solúveis - substâncias cuja solubilidade é da ordem de 0,02 moles de soluto por litro de solução;

Substâncias praticamente insolúveis - substâncias cuja solubilidade é bastante inferior a 0,02 moles de soluto por litro de solução.

De acordo com a quantidade de soluto as soluções podem ser saturadas, sobressaturadas ou insaturadas.

Solução saturada é uma solução que contém a máxima quantidade possível de soluto a uma dada temperatura. Numa solução saturada, na presença de soluto não dissolvido, existe um equilíbrio dinâmico entre o soluto não dissolvido e o soluto em solução. Soluções sobressaturadas são as que contêm uma quantidade de soluto maior do que a que corresponde à solução saturada. Soluções não saturadas são as que contêm uma quantidade de soluto inferior à que indica a sua solubilidade.

Para um sal genérico representado por A_mB_n o equilíbrio que se estabelece numa solução saturada é:



A constante de equilíbrio desta reação denomina-se constante de produto de solubilidade, K_{ps} , e é definida por:

$$K_{ps} = [A^{n+}]^m \cdot [B^{m-}]^n \text{ ou } K_{ps} = (mS)^m \cdot (nS)^n$$

em que S representa a solubilidade do sal.

Enquanto em solução o produto iónico $[A^{n+}]^m \cdot [B^{m-}]^n$ for inferior a K_{ps} , o sólido mantém-se dissolvido; quando igual K_{ps} , solução saturada, formam-se os embriões dos núcleos de

cristalização; finalmente quando $[A^{n+}]^m \cdot [B^{m-}]^n$ for superior a K_{ps} a solução está sobressaturada e ocorre precipitação.



Fig. 22 - Precipitado amarelo de PbI_2

As reações de precipitação ocorrem sempre que, numa mesma solução aquosa, coexistem iões componentes de sais muito pouco solúveis.

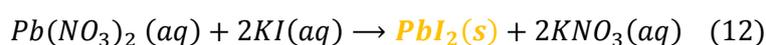
Para a discussão simultânea sobre solubilidade de uma espécie química e sobre a formação de cristais, dificilmente haverá reação mais rápida e simples que a que envolve a formação de iodeto de chumbo – PbI_2 – fig. 22. Esta espécie é facilmente identificável pela sua cor amarela, muito característica.

Nesta reação partimos de uma solução de nitrato de chumbo – $Pb(NO_3)_2$ – e adicionamo-la a uma solução de iodeto de potássio – KI – (é de notar que ambas as soluções são incolores). Observa-se imediatamente a formação do iodeto de chumbo – PbI_2 – que pela sua baixa solubilidade em água, precipita. Por outras palavras pela adição

de apenas umas gotas uma solução de $Pb(NO_3)_2$ e de uma solução de KI . Rapidamente se atinge K_{ps} e a precipitação de solução de KI é instantânea.

Os valores de solubilidade ($0.0756 \text{ g}/100 \text{ mL}$, $20 \text{ }^\circ\text{C}$) e K_{ps} (4.41×10^{-9} , $20 \text{ }^\circ\text{C}$) corroboram esse comportamento.

A reação de precipitação traduz-se pela seguinte eq. química:



Desta experiência resulta um precipitado amarelo, denso e homogéneo. Como transformá-lo então em cristais?

Muito facilmente! Basta dissolver o iodeto de chumbo, por aquecimento, e deixar novamente a solução arrefecer lentamente. Este processo simples é suficiente para, apenas se retira a solução do aquecimento, se comece a notar a formação de pequenos cristais – fig. 23.

Estes cristais são constituídos por um arranjo dos átomos numa estrutura cúbica de faces centradas de iões iodeto, com iões de



Fig. 23 - Cristais de iodeto de chumbo

chumbo nos interstícios octaédricos (tal como ocorre com o *NaCl*, por exemplo) – fig. 24.

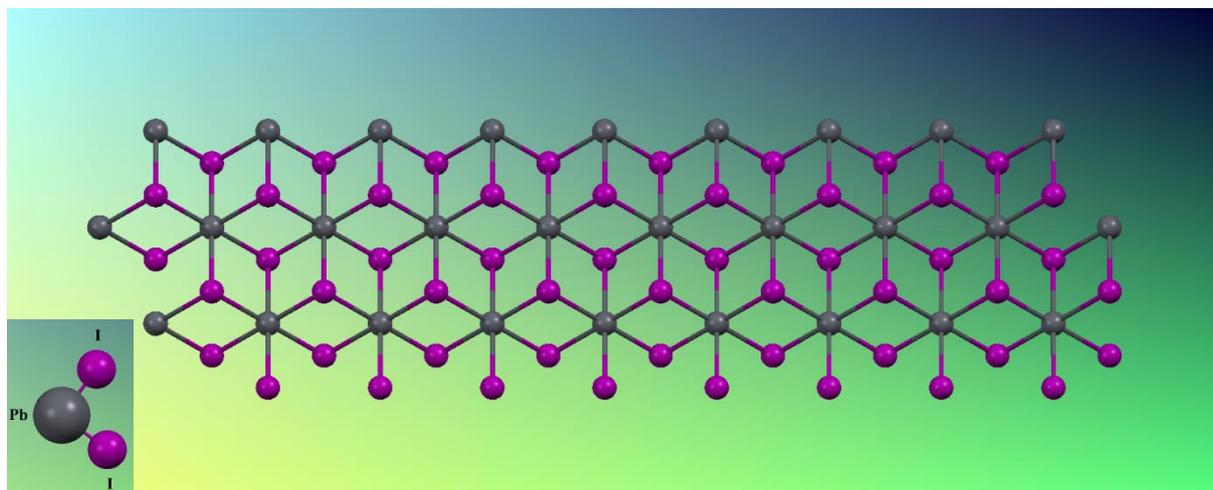


Fig. 24 - Estrutura cristalina do iodeto de chumbo

Nem todos os compostos químicos cristalizam com esta facilidade. Obter cristais de um composto químico é, muitas vezes uma tarefa árdua que requer muita persistência e paciência!

Limão Eléctrico

Alda Simões^a, Ana Knittel^b, Cristina Gomes de Azevedo^a, Marta Coelho^c, Sofia Duarte e Castro^b

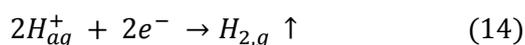
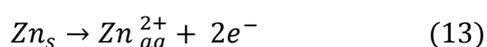
^a Centro de Química Estrutural, Departamento de Engenharia Química, Instituto Superior Técnico, Av. Rovisco Pais 1, 1049-001 Lisboa.

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

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

Nesta experiência vamos visualizar a produção de corrente eléctrica e com ela acender uma luz do tipo LED (Light Emitting Diode). A corrente eléctrica é um fluxo de electrões (carga eléctrica, portanto) através de um circuito e resulta da diferença de potencial entre dois pontos desse circuito. Ou seja, tal como uma diferença de temperatura entre dois pontos de uma barra metálica provoca um transporte de calor ao longo da barra, da mesma forma uma diferença de potencial leva a um transporte de carga. Isto porque o potencial é uma concentração de carga eléctrica...

Uma célula eletroquímica é constituída por um ânodo, um cátodo e um meio condutor iónico, ou seja, um meio através do qual iões possam movimentar-se e transportar assim carga elétrica através do espaço. Chama-se a este meio um eletrólito. O nosso eletrólito vai ser um fruto, concretamente um limão. Temos então duas reacções principais, a oxidação do zinco – eq. (13) e a redução de protões, que terá lugar no cátodo– eq. (14):



Reparem que os eletrões não podem existir livres na solução aquosa (“não sabem nadar”!!!). Ou seja, vão fluir através dos metais e da ligação (também metálica) entre os eléctrodos; estes materiais são “condutores eletrónicos”. De entre os dois metais usados, o cobre é mais nobre (tem um potencial mais alto) pelo que vai promover reacções catódicas na sua superfície. Dependendo das espécies disponíveis, assim as reacções que se irão dar. Neste caso temos um meio ácido, pelo que a reacção mais favorável é a redução do ácido. A solução, por sua vez, transporta carga pelo movimento de iões, pelo que é um “condutor iónico”. Uma célula produz energia, mas que por si só poderá ser insuficiente (pouca voltagem e pouca corrente) para ativar a nossa lâmpada. Assim, vamos fazer não uma, mas várias células em série. E em vez de usarmos um limão em cada célula, vamos dividi-lo em gomos, e em cada gomo construímos uma célula. A nossa lâmpada vai ser colocada em série no circuito, e através de um interruptor podemos acender ou apagar a luz.

Material

Um limão dividido em gomos; Chapas de cobre (cátodos); Chapas de zinco (ânodos)
Cabos de ligação; Lâmpada LED; Interruptor

Procedimento: ligar as células em série, colocando um cátodo e um ânodo em cada gomo, sem que se toquem. O ânodo de cada célula é ligado com cabo condutor ao cátodo da célula seguinte. O interruptor e a lâmpada são montados em série. Feche o interruptor e verifique se a lâmpada acende. Pergunta: quantas células são necessárias para acender a lâmpada?

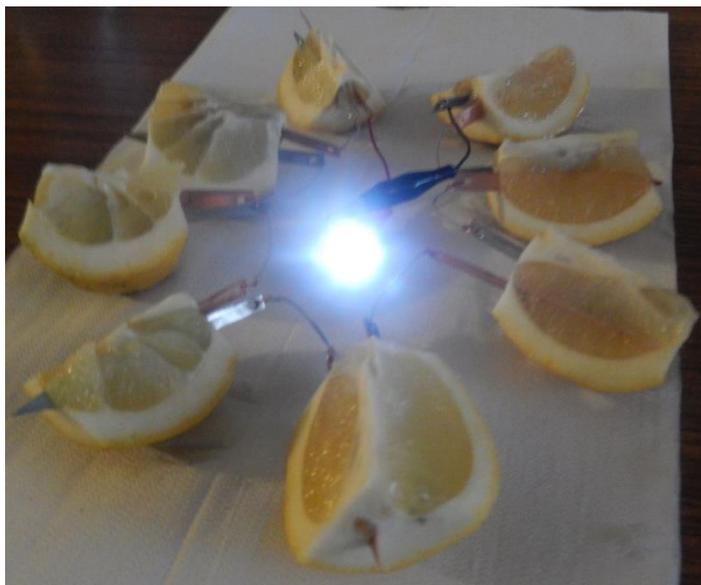


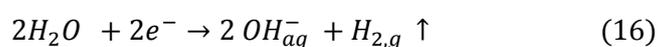
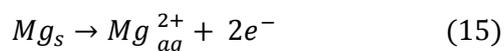
Fig. 25 – Circuito produtor de corrente e lâmpada LED.

Fruta-relógio

Nesta experiência temos algo muito semelhante à experiência do limão, mas com a diferença de que a energia produzida vai aqui ser aplicada a um relógio digital.

O cobre é de novo usado para cátodo, mas para o ânodo vamos usar magnésio. O magnésio é muito activo e portanto a corrente e o potencial gerados são maiores. Basta por isso usar uma ou duas células.

Aqui as reacções vão ser outras. O magnésio oxida-se, passando à solução na forma de um ião com carga 2+, e no cátodo temos redução da água (poderemos ter outras reacções, como a do oxigénio).



O relógio digital requer pouca voltagem e pouca corrente. Verifique quantas células são necessárias.

Material

Uma batata ou um fruto (morango, pera, maçã ou outro); chapas de cobre (cátodos); chapas de magnésio (ânodos)

Cabos de ligação; Relógio digital; Interruptor

Procedimento: ligar uma célula simples ou duas células em série, colocando um cátodo e um ânodo em cada fruto, sem que se toquem. O interruptor e a lâmpada são montados em série. Feche e abra o interruptor e verifique se o relógio funciona.

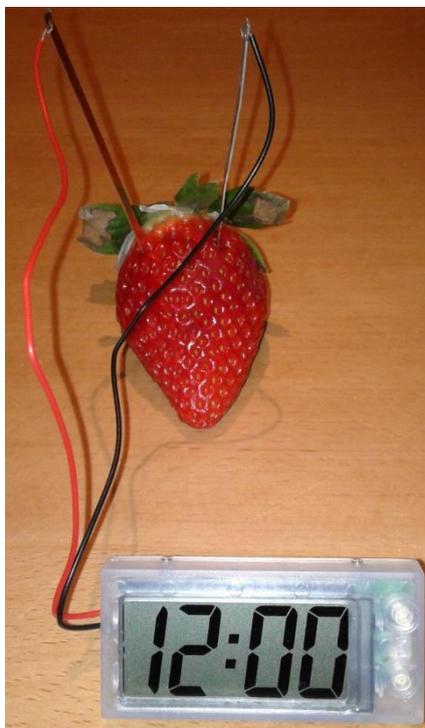


Fig. 26 – Circuito produtor de corrente alimentando um relógio digital.

Eu sou a "Pasta Maluca"

Alberto Ferro¹, Amélia Almeida²

¹ CeFEMA - Centro de Física e Engenharia de Materiais Avançados, Departamento de Engenharia Mecânica, Instituto Superior Técnico, Av. Rovisco Pais 1, 1049-001 Lisboa.

² CeFEMA - Centro de Física e Engenharia de Materiais Avançados, Departamento de Engenharia Química, Instituto Superior Técnico, Av. Rovisco Pais 1, 1049-001 Lisboa.

EU SOU A "PASTA MALUCA"

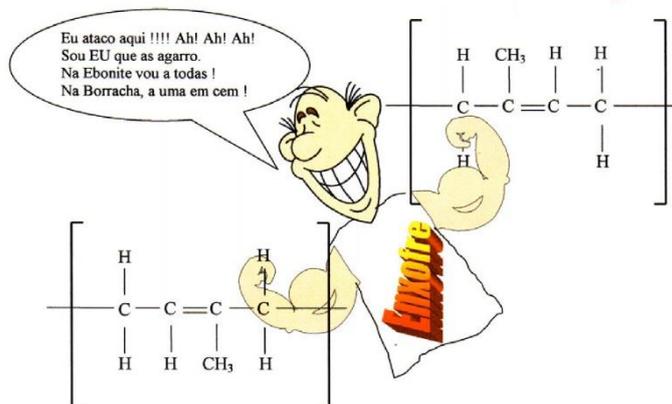
SOU MOLE OU SOU DURA, ALGUÉM ME AJUDA?

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

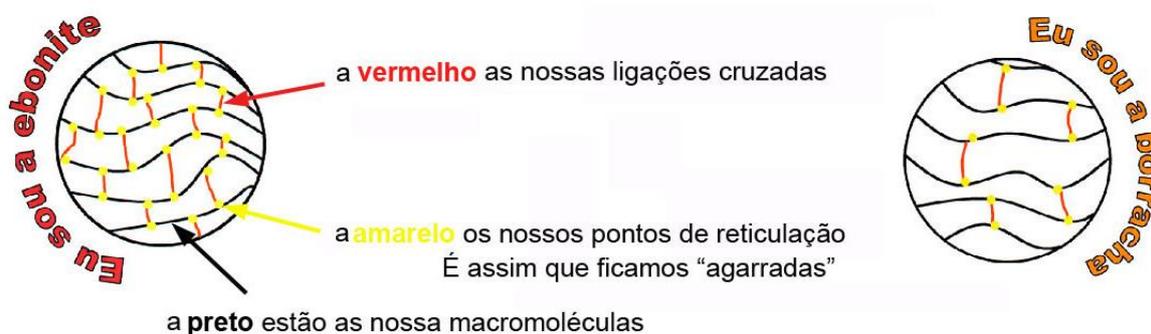


Eu sou a **Ebonite**, sou uma borracha supervulcanizada. As minhas macromoléculas estão presas umas às outras por átomos de enxofre, e eles são muitos, muitos. A minha estrutura é muito rígida, mesmo muito rígida.

O Mistério da Vulcanização



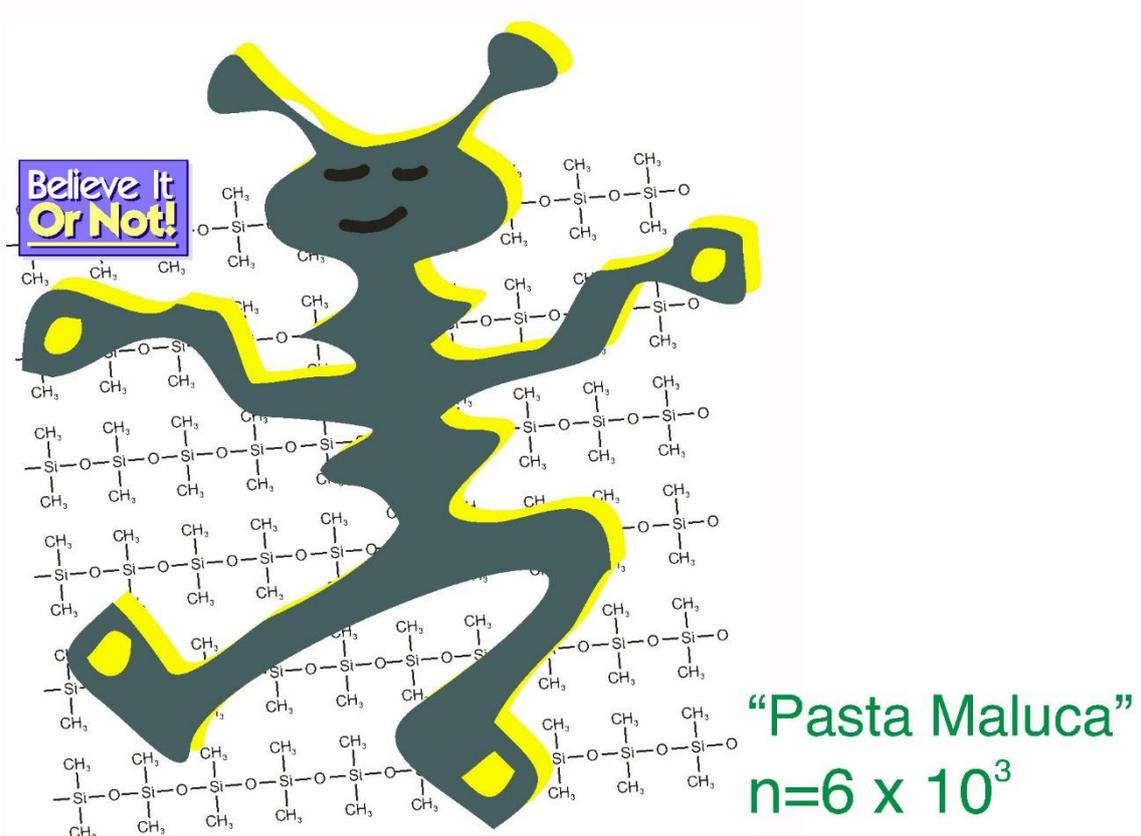
Eu sou a **Borracha**, sou também vulcanizada, mas as minhas macromoléculas estão presas umas às outras por apenas alguns átomos de enxofre. A minha estrutura é elástica e eu gosto de saltar e de me esticar.



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.



Eu sou a **Plasticina** e, em tempos, já todos brincaram comigo. Sou plástica como a massa tenra e sou bastante diferente dos meus vizinhos de cima. Sou uma espécie de líquido. Sou uma suspensão de partículas minerais muito finas numa borracha líquida. A mim já me conheces mas talvez não saibas o que me acontece se me puseres ao Sol... ai estes ultravioletas ... este buraco de ozono.



Espuma de poliuretano

Amélia Almeida

CeFEMA - Centro de Física e Engenharia de Materiais Avançados, 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 proteção
- 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.



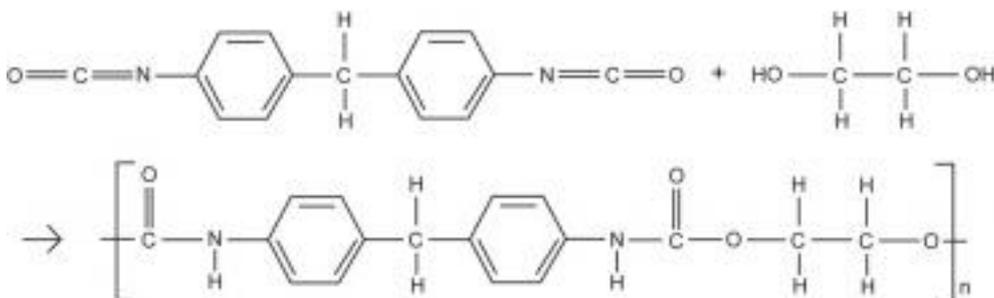
Porquê?

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

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

Durante a reação liberta-se calor (reação 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 umas gotas de água à mistura de reagentes na fase de polimerização.



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

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.

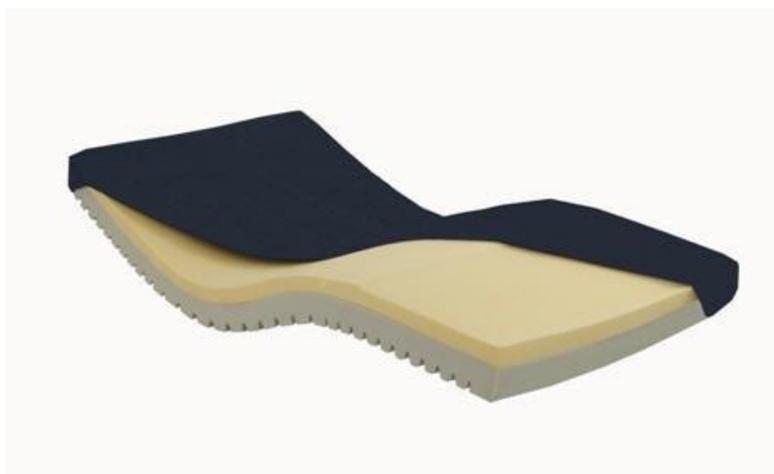
Aplicações

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

CeFEMA - Centro de Física e Engenharia de Materiais Avançados, 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 bocado de detergente
- Colocar o palito no meio de uma das manchas de corante



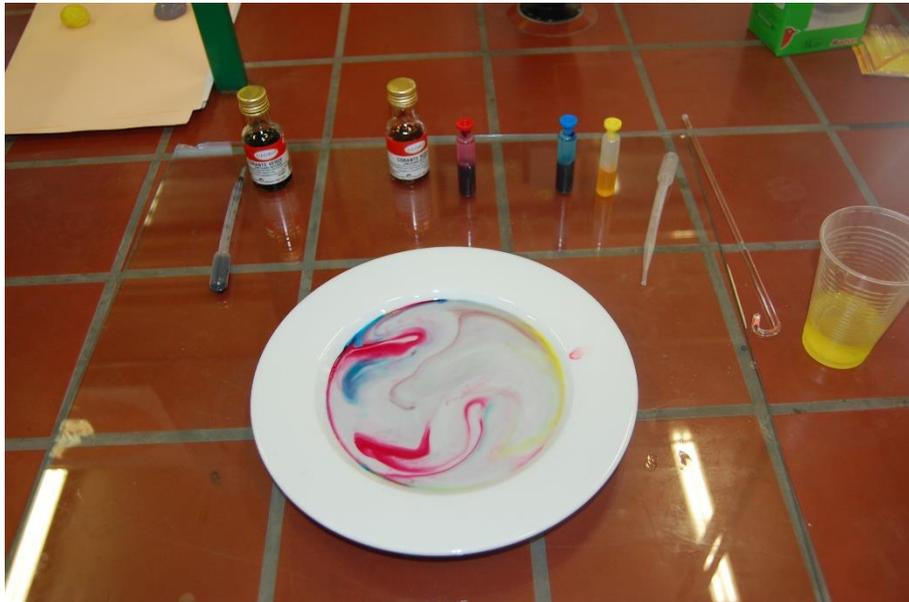
O corante explode!!!

- 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 atração entre elas. No interior do líquido, todas as moléculas do leite sofrem essas mesmas forças de atração, mas em todas as direções. 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.

M. Fernanda N.N. Carvalho, José Armando. L. da Silva

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

Mudanças de estado

À temperatura e pressão ambientes o nitrogénio¹ (N₂, 78-79%), o oxigénio¹ (O₂, 20-21%) e o dióxido de carbono (CO₂, <0,1%) são gases. Porém, por compressão e abaixamento de temperatura o nitrogénio e o oxigénio passam ao estado líquido e o dióxido de carbono ao estado sólido. As mudanças de estado resultam de interações diferentes entre as moléculas, mais desorganizadas no estado gasoso (maior volume ocupado) e mais arrumadas no estado sólido (Figura 1).



Figura 1 Ao mudar de estado físico o volume ocupado e as interações entre as moléculas também mudam

À pressão atmosférica, a temperatura de ebulição do nitrogénio é aproximadamente igual a $-196\text{ }^{\circ}\text{C}$ (77 K) e a do oxigénio $-183\text{ }^{\circ}\text{C}$ (90 K) enquanto, que a temperatura de sublimação do dióxido de carbono é $-78.5\text{ }^{\circ}\text{C}$ (195 K). Para medir estes valores são necessários instrumentos especiais, diferentes dos termómetros usuais.

Show - Ar

Atenção: *As experiências aqui descritas envolvem líquidos criogénicos (temperaturas extremamente baixas) pelo que o risco de queimadura grave substancial. A manipulação*

¹ Em rigor, as designações nitrogénio e oxigénio correspondem aos respetivos elementos químicos e não às moléculas que existem no ar, pelo que a forma mais correta seria usar dinitrogénio (ou nitrogénio molecular) e dioxigénio (ou oxigénio molecular), respetivamente. Todavia, iremos aqui usar as designações correntes por parecerem mais facilmente apreensíveis.

exige o uso de óculos e luvas específicas para proteção a baixa temperatura. Deve evitar-se qualquer contacto direto com estes líquidos.

O material utilizado nestas experiências tem que ser resistente a temperatura baixa para evitar quebra e/ou produção de estilhaços.

I - Propriedades do nitrogénio líquido

O nitrogénio líquido pode ser conservado em vasos térmicos por períodos longos. Todavia, em recipientes abertos e sem parede dupla, passa rapidamente ao estado gasoso. O mesmo acontece quando derramado no chão.

Experiências²

1. Nitrogénio no chão

As nuvens formadas a partir do chão (Figura 2) são consequência de ao evaporar, o nitrogénio retirar calor da atmosfera, provocando o seu arrefecimento e assim levando à condensação do vapor de água existente no ar. É de notar que quanto mais húmido estiver o ambiente mais intensa e duradoura é essa nuvem.

(a)



(b)



Figura 2

Nuvem formada pela condensação da humidade do ar:

a)-logo após derrame;

b)-passados uns instantes.

2. Balão cheio / balão vazio

Uma pequena quantidade (28 g) de nitrogénio líquido equivale a um grande volume (cerca de 22,4 L para a temperatura de 0°C e pressão de 1 atmosfera) de nitrogénio gasoso.

2.1. Balão que rebenta

Ao passar do estado líquido ao estado gasoso ocorre um grande aumento de volume (Figura 1). Se o gás liquefeito estiver contido num recipiente fechado este pode rebentar. Assim, ao verter-se um

² Estas experiências baseiam-se parcialmente no *Show do azoto – ciclo da água*, da responsabilidade da Prof^a. Clementina Teixeira (Laboratórios Abertos 2013, Editado por Departamento de Engenharia Química, Instituto Superior Técnico).

pouco de nitrogénio líquido num quitasato ligado a um balão (Figura 3a), caso se feche o quitasato com uma rolha o balão enche rapidamente (Figura 3b) e acaba por rebentar, PUM!

(a)



(b)



Figura 3

(a) Balão conectado a um quitasato

(b) Balão cheio com nitrogénio

2.2. Balão que encolhe

O gás contido num balão quando sujeito a um abaixamento de temperatura contrai e eventualmente liquefaz. Um balão cheio, colocado em nitrogénio líquido, encolhe. Para onde vai o gás?



Figura 4

Alunos mostrando o efeito da contracção do ar; o balão contrai ao ser imerso em nitrogénio líquido.

Atendendo a que o volume diminui muito com o abaixamento da temperatura, o balão contrai (Figura 4).

3. Chaleira mágica

O aumento de pressão, devido à evaporação do nitrogénio líquido contido numa chaleira provida de uma abertura estreita (para verter o chá), faz com que o gás ao sair produza um silvo semelhante a um apito. O chá está pronto? É melhor da próxima vez colocarmos água quente e algo mais para termos chá, pois o nitrogénio pode ser usado na culinária, mas para não fazer chá do modo como descrevemos.

4. Objetos «crocantes»

À temperatura do nitrogénio líquido a água congela, isto é passa do estado líquido a sólido, por isso os objetos que contenham elevado teor em água perdem flexibilidade e ganham rigidez.

4.1. Flores e frutos

Flores, folhas, frutos colocados dentro de nitrogénio líquido endurecem. Com o abaixamento de



temperatura, a água solidifica na estrutura das flores, folhas e frutos que deixam de ser macios e passam a ser «crocantes» e partem como se fossem de vidro (Figura 5).

Figura 5 Alface: a) à temperatura ambiente; b) depois de imersa em nitrogénio líquido (estilhaça)

4.2. Polímeros

Os polímeros são constituídos por unidades estruturais que se repetem um elevado número de vezes, como os plásticos e a borracha. O mesmo efeito de rigidez é obtido por abaixamento de temperatura em polímeros. Porém as causas são outras. Entre essas unidades estruturais existem interações que variam com a temperatura. Por isso, a baixa temperatura do nitrogénio líquido as luvas de borracha ficam rígidas.

5. Caldeirão das bruxas

Nesta experiência, associam-se vários dos efeitos anteriores e mistura-se detergente e glicerina para obter um conjunto visual lúdico, que recria um ambiente de magia (Figura 6).



Figura 6

Vapores formados devido ao choque térmico (água quente /nitrogénio líquido)

II - Propriedades do dióxido de carbono

O dióxido de carbono no estado sólido adquire a designação de gelo seco. Atendendo ao facto de ser um sólido passa ao estado gasoso (sublima) mais lentamente que o nitrogénio líquido evapora. Essa propriedade é usada por exemplo no cinema, ou naqueles espetáculos de música ao vivo para se obter o efeito de nevoeiro.

O dióxido de carbono (CO_2) dissolvido em água forma o ácido carbónico (H_2CO_3) que é responsável pela descida do valor de pH da solução.

Experiências

1. Água mágica²

Ao adicionar dióxido de carbono sólido (gelo seco) a uma solução alcalina contendo um indicador de pH (forma básica) a cor da solução vai mudando à medida que o pH baixa.

2. Faça-se dióxido de carbono!

Ao invés do nitrogénio líquido, o gelo seco, para uso industrial ou para a experiência anterior, não pode ser obtido por solidificação do dióxido de carbono existente no ar (muito pouco) (< 0,1%).

Uma maneira mais eficaz seria misturar bicarbonato de sódio com vinagre, assim já poderíamos encher um balão de CO_2 e observar a solidificação deste no interior do balão e a sua redução de volume.

III - Propriedades do oxigénio

O oxigénio, tal como o nitrogénio pode obter-se por liquefacção do ar, embora a percentagem seja muito mais baixa que a do nitrogénio.

Como a temperatura de ebulição do oxigénio é superior à do nitrogénio é possível obter oxigénio líquido por imersão de um recipiente com ar (Figura 7) em nitrogénio líquido.

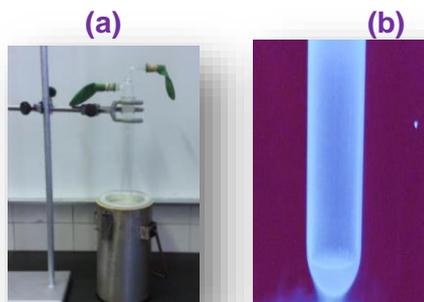


Figura 7

(a) Tubo «vazio» (Pyrex) a ser introduzido num vaso térmico contendo nitrogénio líquido.

(b) Tubo imediatamente após ter sido retirado do vaso térmico, mostrando no fundo um líquido: OXIGÉNIO

1. Balões cheios sem esforço

O oxigénio liquefeito (Figura 7b) passa rapidamente ao estado gasoso assim que o recipiente que o contém deixa de estar imerso em nitrogénio líquido.

Podemos aproveitar para encher balões (Figura 8), sem necessidade de soprar!



Figura 8

Oxigénio em sistema fechado:
balão vazio / balão cheio

2. Balões que respiram

Se voltarmos a colocar o recipiente dentro do nitrogénio líquido o oxigénio liquefeito volta a liquefazer e o ciclo pode repetir-se. Tal como os pulmões os balões enchem e esvaziam!

Agradecimentos

Ao Jorge Teixeira e à Marta Coelho, pelo apoio na preparação das novas experiências. Ao grupo de alunos que deu as «mãos» para que o *Show* acontecesse, em particular ao João Álvaro Malta e ao João Pedro Moreira.

Dulce Elisabete Borne 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 ativas. Nas seguintes experiências pretende-se mostrar como se podem isolar compostos de produtos naturais e como obtê-los por transformação (reações), dando a conhecer o trabalho num laboratório de química orgânica. Muitos destes compostos podem apresentar cores intensas ou emitirem luz e devido a essas propriedades têm aplicações específicas no nosso dia-a-dia.

Como obter o aroma da alfazema (lavanda)

A lavanda ou alfazema como é mais conhecida em Portugal (origem árabe) é um pequeno arbusto com folhas estreitas e alongadas e flores lilás. Apesar de existirem muitas variedades, a espécie mais comum em Portugal é a *Lavandula latifolia*.

Esta planta é considerada anti-séptica, bactericida, analgésica e repelente de insetos¹. As

folhas e flores depois de secas são habitualmente embaladas em pequenos sacos de tecido e colocadas em armários para aromatizar e impedir a presença de insetos². Na gastronomia pode ser encontrada em infusões, mel, bolos, e na confeção de vários pratos³ (Figura 1).





Figura 1 – Alfazema e sua utilização como aromatizante e na gastronomia.

Além do uso das folhas e flores, também o óleo essencial da alfazema é amplamente utilizado na indústria alimentar, farmacêutica, cosmética, perfumaria e aromaterapia (Figura 2).



Figura 2 – Óleo de alfazema e suas utilizações.

Na indústria o óleo de alfazema é obtido por destilação por arrastamento de vapor. São necessários cerca de 100 Kg de alfazema para produzir perto de meio litro de óleo essencial. Este óleo contém dezenas de compostos orgânicos que podem ser identificados por cromatografia gasosa, mas os principais responsáveis pelo aroma da alfazema, presentes em maior percentagem são: o linalol⁴ (um álcool), acetato de linalilo⁵ (um éster) (cerca de 50% do

óleo). O eucaliptol (um éter) e a cânfora (uma cetona) são igualmente detetados em quantidades consideráveis (cerca de 15%)^{6,7} (Figura 3).

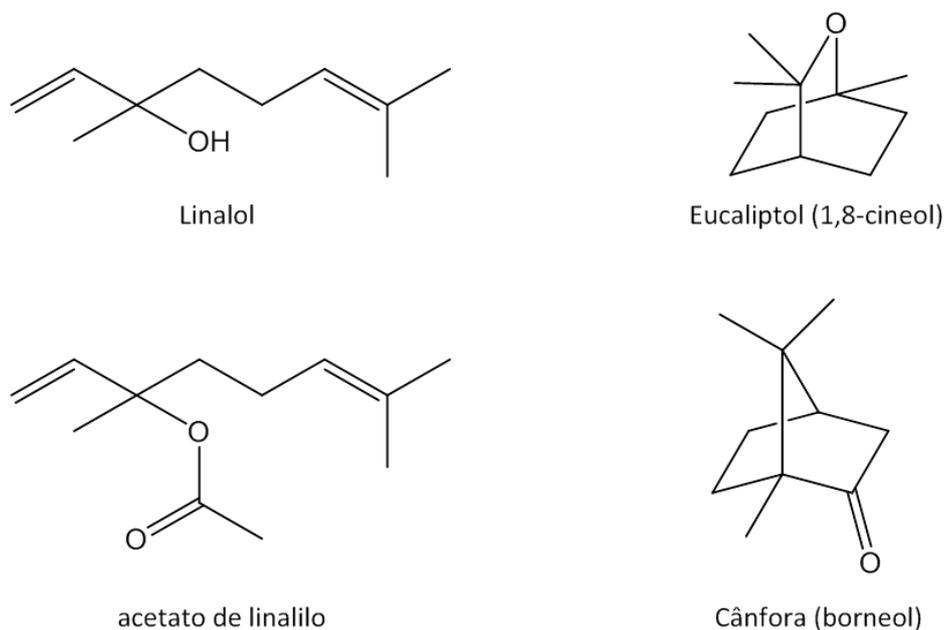


Figura 3 – Estruturas químicas de alguns dos compostos orgânicos presentes na alfazema.

Os teores destes e de outros compostos variam consoante as diferentes espécies de alfazema e país de origem, originando pequenas diferenças nos seus aromas. Além do óleo, a indústria química produz sinteticamente estes compostos para serem utilizados na composição de vários produtos (Figura 4).



Figura 4 – Adição de linalol como aromatizante.

Nesta experiência, mostramos como podemos isolar o linalol, o principal constituinte da alfazema. Como já foi referido, a técnica mais utilizada para isolar estes compostos é a

chamada destilação por arrastamento de vapor. Neste tipo de destilação produz-se vapor de água numa caldeira que depois é introduzido na montagem (Figura 5). Esta destilação só pode ser realizada quando o componente que queremos isolar não é solúvel em água, neste caso o linalol juntamente com acetato de linalilo e outros compostos em menor quantidade.



Figura 5 - Destilação por arrastamento de vapor das folhas e flores de alfazema.

O destilado (água, linalol e acetato de linaloilo) é passado para uma ampola de decantação. Como a quantidade destes compostos existente na planta é relativamente pequena (1-2%), procede-se a uma extração líquido-líquido desta fase aquosa, adicionando um solvente orgânico⁸ (diclorometano) (Figura 6). Através de decantação separam-se os dois líquidos imiscíveis e com diferentes densidades.

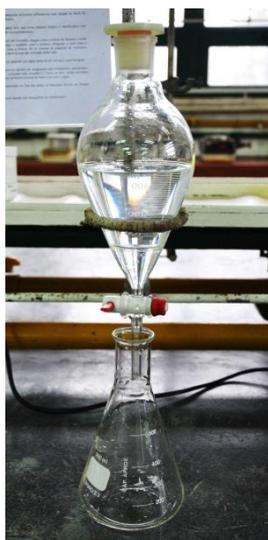


Figura 6 - Extração líquido-líquido com separação do linalol e acetato de linaloilo em diclorometano (fase orgânica) da fase aquosa.

Para obter o óleo de alfazema é ainda necessário separar o solvente por destilação a baixa pressão, recorrendo a um rotavapor ou evaporador rotativo (Figura 7).



Figura 7 – Destilação do diclorometano num rotavapor

O solvente é evaporado e condensa no refrigerante, sendo recolhido num balão. A baixa pressão diminui o ponto de ebulição e aumenta a rapidez de destilação. No final desta destilação obtém-se o óleo essencial de alfazema constituído principalmente por linalol, mas

também acetato de linaloilo, bem como vestígios de outros compostos. Para purificar o linalol seria necessário proceder a uma destilação fracionada.

Bibliografia

- 1 - <http://pt.wikipedia.org/wiki/Lavanda> (consultado em 16 Jan 2015)
- 2 - <http://blogdasflores.com/lavanda-ou-alfazema/> (consultado em 16 Jan 2015)
- 3 - <http://frenchfood.about.com/od/frenchcookingtechniques/a/Cooking-With-Lavender.htm> (consultado em 16 Jan 2015)
- 4 - <http://www.inchem.org/documents/sids/sids/78706.pdf> (consultado em 16 Jan 2015)
- 5 - <http://www.inchem.org/documents/sids/sids/115957.pdf> (consultado em 16 Jan 2015)
- 6 - M. M. Barazandeh, *Journal of essential oil research*, 2002, 14, 2, 103-104.
- 7 - S. Salido, J. Altarejos, M. Nogueras, A. Sánchez and P. Luque; *Journal of essential oil research*, 2004, 16, 3, 206-210.
- 8 - <http://herbapolonica.pl/magazines-files/9535420-art.3-3-2010.pdf> (consultado em 16 Jan 2015)

Como obter a cor do caril

A curcumina I é o principal composto orgânico existente na raiz de uma planta denominada *Curcuma longa* originária da Índia (açafão da Índia, açafão da terra, açafroa, gengibre amarelo, curcuma ou turmérico). Não confundir com o verdadeiro açafão proveniente de outra planta (*Crocus sativus L.*).



Figura 8 – Raiz da planta *Curcuma longa* e o pó obtido depois de seca e moída utilizada no caril

Depois de seca e moída é obtido um pó amarelo vivo muito utilizado como tempero na gastronomia, conferindo o sabor picante aos pratos de caril (Figura 8). O pó de caril, usado no nosso cotidiano, é constituído por uma mistura de curcuma, cominhos, coentros,

mostarda, funcho, feno-grego, cebola, cardamomo, gengibre, cravinho, alho, louro, canela e malaguetas dependendo da marca e país¹. Devido à sua cor é também utilizado como aditivo alimentar (E100) podendo ser encontrado em gelados, iogurtes, bolos, pipocas, cereais, gelatinas, queijo, margarina e mostarda^{2,3} (Figura 9).



Figura 9 – Aplicação do corante comercial (E100) na indústria alimentar.

A curcumina tem forte atividade antioxidante, sendo objeto de intensos estudos científicos como agente anticancerígeno e é considerada responsável pela baixa incidência da doença de Alzheimer na Índia. Além deste composto que existe em 3 a 4% nesta planta, podemos ainda encontrar outros compostos semelhantes na sua estrutura química (curcuminóides), a curcumina II e III (Figura 10).

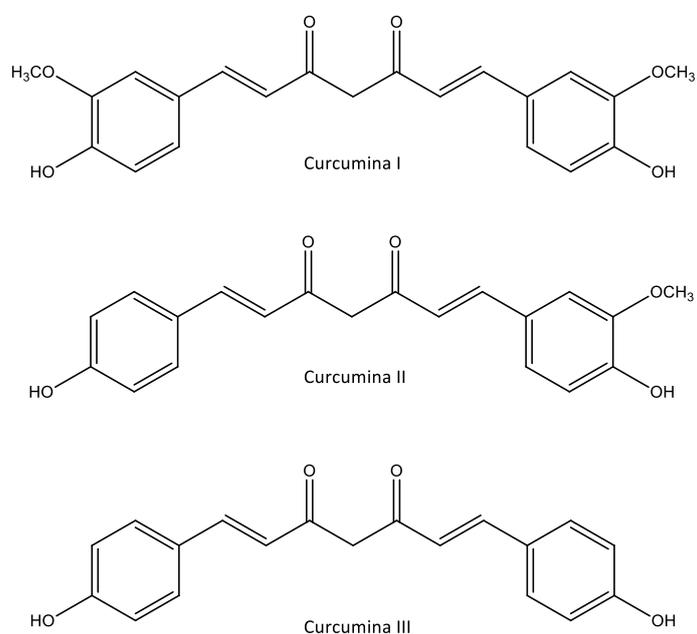


Figura 10 –Estruturas químicas das curcuminas.

Na seguinte experiência vamos mostrar como se pode extrair este pigmento do pó de caril comercial, através de uma técnica denominada extração em soxhlet⁴ (Figura 11). Nesta técnica, usa-se etanol como solvente que ao ser aquecido entra em ebulição, evapora, condensa no extrator sobre o pó de caril que se encontra dentro de um cartucho de papel, sendo depois reconduzidos ao balão juntamente com as curcuminas.



Figura 11 – Extração da curcumina em soxhlet com etanol.

Este extrato pode ser impregnado em papel e utilizado como indicador de pH, uma vez que devido às propriedades ácido base da curcumina se verifica mudança de cor amarela (pH 7.4) para vermelha (8.6) em meio básico. É conhecido como papel turmérico⁵ (Figura 12).

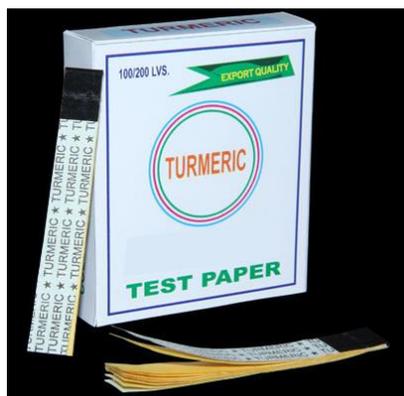


Figura 12 – Papel turmérico, indicador de pH

Para obter a curcumina, destila-se o etanol num rotavapor (Figura 13).



Figura 13 - Destilação do etanol num rotavapor

Bibliografia

- 1 - M. Pinto; I. F. Silva, Workshop Plantas Medicinais e Fitoterapêuticas nos Trópicos. IICT /CCCM, 2008, http://www2.iict.pt/archive/doc/A_Pintao_wrkshp_plts_medic.pdf, (consultado em 17 Jan 2015)
- 2 - <http://www.laleva.cc/food/enumbers/E100-E110.html> (consultado em 17 Jan 2015)
- 3 - <http://www.fao.org/ag/agn/jecfa-additives/specs/Monograph1/Additive-140.pdf> (consultado em 17 Jan 2015)
- 4 - S. Revathy, S. Elumalai, M. Benny and B. Antony, *Journal of Experimental Sciences*, 2011, 2(7): 21-25
- 5 - http://www.excellup.com/seven_science/seven_science_acid_base_lesson.aspx

Como se faz um corante vermelho

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 14 exemplifica duas montagens típicas para fazer reações:



a)

b)

Figura 14 a) – Montagem para reação na ausência de humidade e com agitação magnética.

14 b) – Montagem para reação na ausência de oxigénio e com agitação mecânica.

A eosina é um corante vermelho utilizado na indústria têxtil, em tinteiros de impressoras e lápis de cor, cosmética, tatuagens e em medicina como marcador biológico para tingir células¹ (Figura 15). É um composto fluorescente e quimiluminescente como poderão ver na última experiência.



Figura 15 – Eosina e suas aplicações na indústria.

É preparado a partir da fluoresceína, composto que se apresenta verde e muito fluorescente e de bromo através de uma reacção que se chama bromação² (Figura 16).

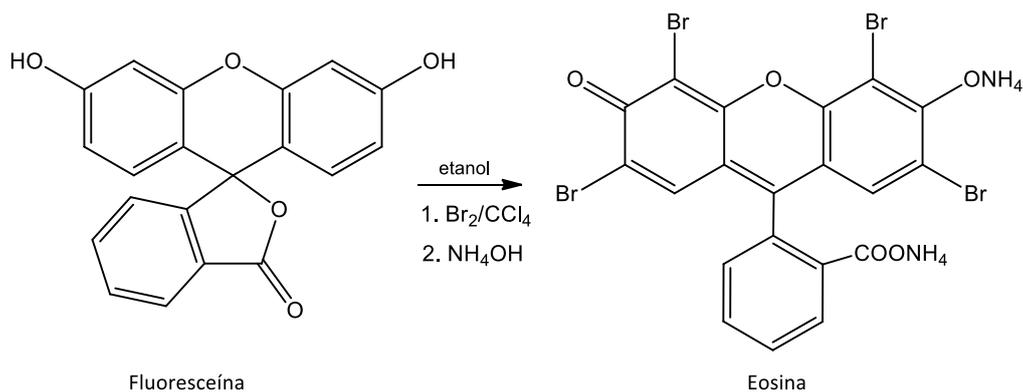


Figura 16 – Esquema reacional de formação da eosina.

Uma solução de bromo é adicionada gota a gota, através de uma ampola de carga com igualizador de pressão e com agitação magnética, à fluoresceína (Figura 17) verificando-se no final da adição a precipitação da eosina sob a forma de um sólido vermelho. O isolamento do produto é feito por filtração a vácuo depois do arrefecimento em gelo (Figura 18).



Figura 17 – Montagem para a reacção de formação da eosina.

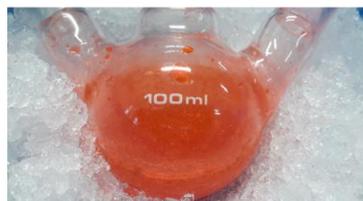


Figura 18 – Arrefecimento da mistura reacional e filtração a vácuo da eosina.

Para tingir um tecido com este corante é necessário transformá-lo no respetivo sal de amónio fazendo-o reagir com hidróxido de amónio (Figura 19).



Figura 19 – Tecido tingido com eosina.

Bibliografia

- 1 - Kirk-Othmer, *Encyclopedia of Chemical Technology*, Wiley, 2nd Ed., **1970**, 22, 432-437.
- 2 – D. Simão, “100 experiências de química orgânica”, **2011**, ISTPress, Exp. 92, pág. 381.

Compostos que mudam de cor

A lofina (Figura 20) é um derivado do imidazole (anel aromático contendo dois átomos de nitrogênio), o 2,4,5-trifenilimidazole.

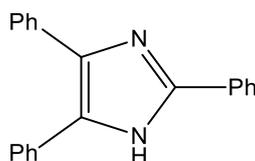


Figura 20 – Estrutura química da lofina

Este composto através de uma reação de oxidação com ferricianeto de potássio dimeriza, originando um sólido cinzento claro¹ com propriedades muito interessantes como o piezocromismo, ou seja muda de cor quando se aplica pressão, por exemplo moendo-o num almofariz (Figura 21).



Figura 21 – Piezocromismo do dímero da lofina.

De facto o que acontece é que ele se decompõe num radical livre (com um elétron desemparelhado) violeta, ficando de novo cinzento quando se guarda ao abrigo da luz. Esta cor violeta aparece também quando se expõe o sólido ou uma solução em tolueno sob sol intenso (Figura 22).

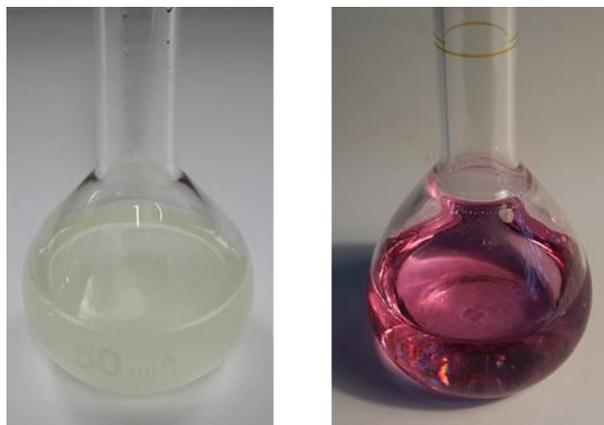


Figura 22 – Fotocromismo do dímero da lofina.

Esta propriedade de mudança de cor com a luz chama-se fotocromismo. Ao abrigo da luz ocorre a recombinação produzindo-se um outro dímero, que pode ser decomposto novamente no radical livre pela ação da luz (Figura 23). Este ciclo pode ser efetuado quase indefinidamente^{2,3}.

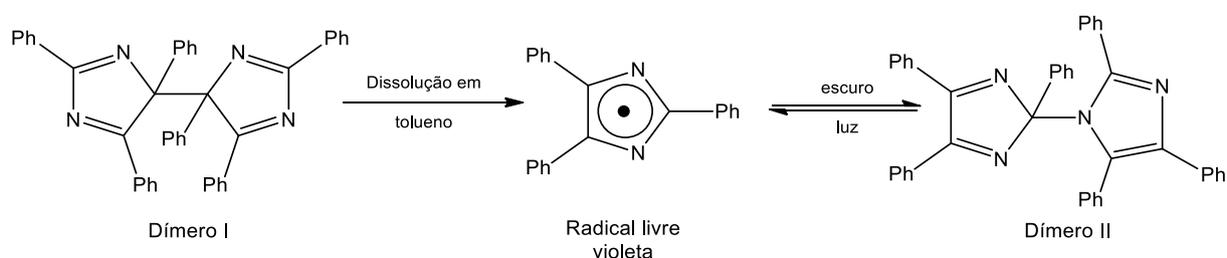


Figura 23 – Decomposição e recombinação do dímero da lofina.

O fotocromismo tem muitas aplicações práticas como por exemplo em lentes de óculos de sol, t-shirts, verniz de unhas e os populares elásticos para fazer pulseiras (Figura 24).



Figura 24 – Aplicações do fotocromismo.

Bibliografia

- 1 - D. Simão, “100 experiências de química orgânica”, **2011**, ISTPress, Exp. 62, pág. 255.
- 2 – D. M. White and J. Sonnenberg, *J. Am. Chem. Soc.*, **1966**, 3825-3829.
- 3 - M. Pickering, *J. Chem. Educ.*, **1980**, 57, 833-834.

Compostos que emitem luz

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 horas¹ (Figura 25).



Figura 25 – “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 26).



Figura 26 – 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 química².

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 27).

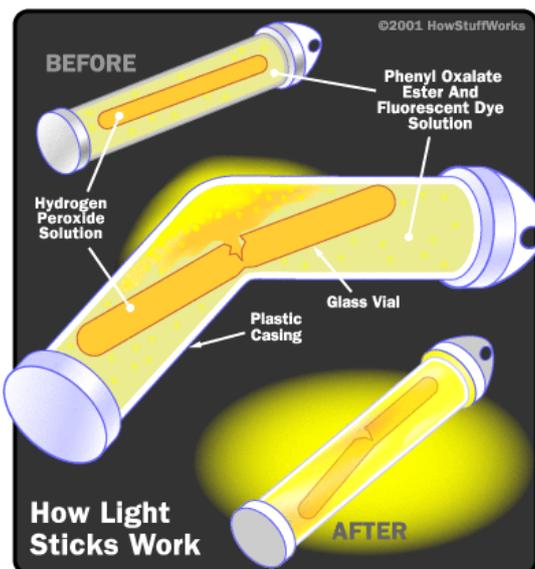


Figura 27 – Como funciona um “Glow stick”

<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 28). Verifica-se também a liberação de dióxido de carbono³.

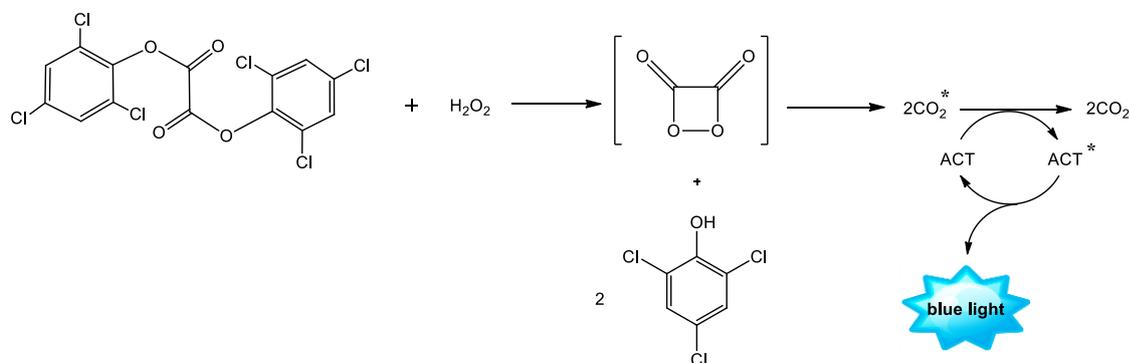


Figura 28 – Reação de quimiluminescência com um ativador (ACT)

A cor emitida dependerá do ativador utilizado⁴. Por exemplo com a rodamina a luz emitida é vermelha, com o trans-9-(2-feniletetil)antraceno⁵ é azul e com a eosina é laranja (Figura 29).

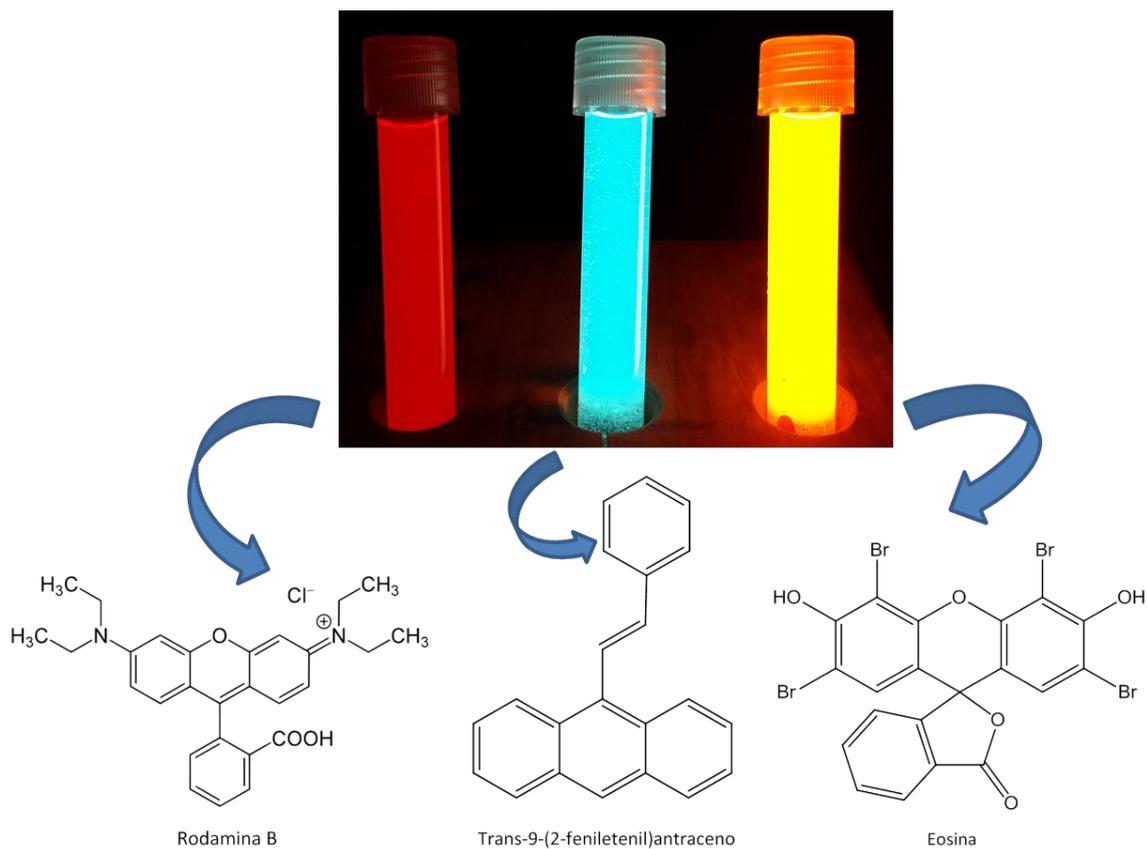


Figura 29 – Reações de quimiluminescência com vários ativadores.

Como aplicação prática deste fenómeno, vamos mostrar como se ativam os “glow sticks” (Figura 30).



Figura 30 – Ativação de um “Glow stick”.

Sob a lâmpada de ultra violeta

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 31) muito utilizada para deteção de águas subterrâneas, exames oftalmológicos (angiogramas) e como marcador biológico, como por exemplo em química forense.



Figura 31 – Água tónica, solução de eosina e de fluoresceína sob luz ultra violeta.

Existem também compostos fluorescentes em notas, cartas de condução e outro tipo de documentos (Figura 32). Este tipo de análise é de igual modo usado em investigação criminal para verificação da validade de papel-moeda e de diversos documentos.

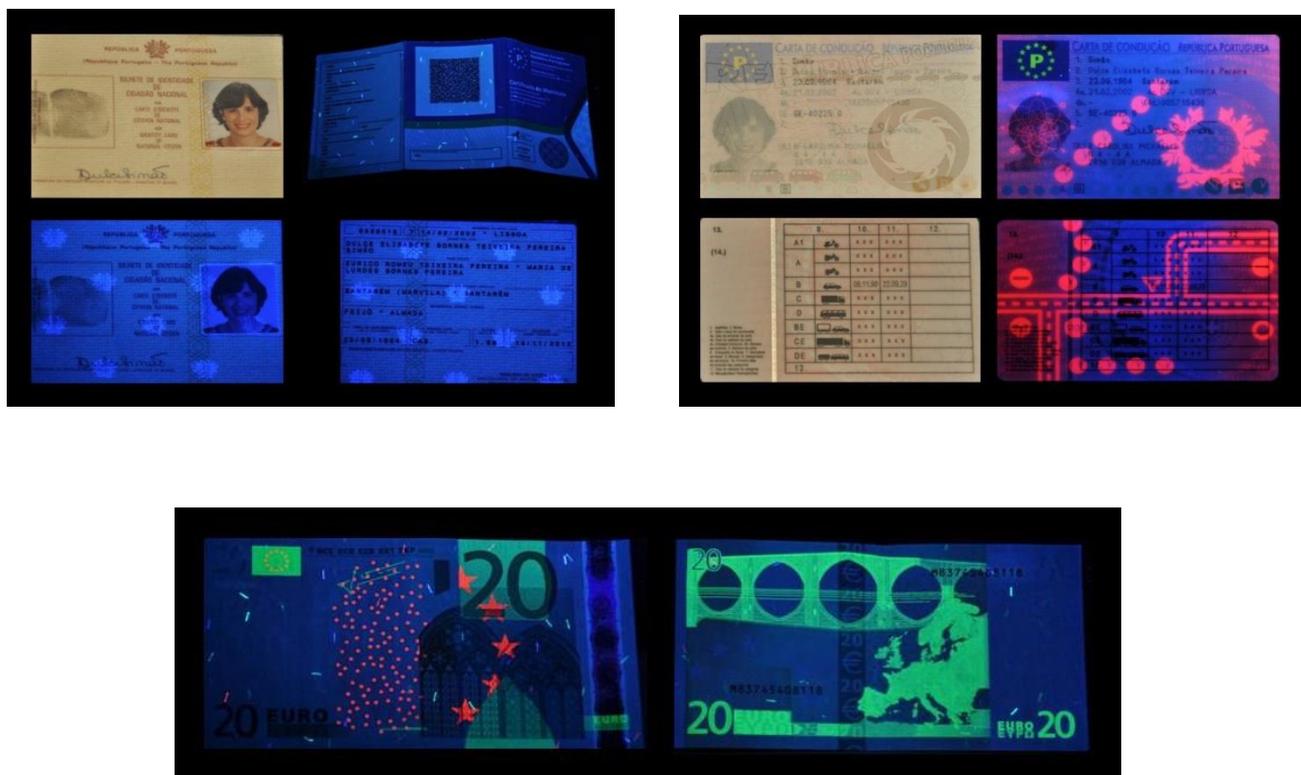


Figura 32 – Vários documentos e notas sob luz natural e sob luz ultra violeta.

- 1 – <http://www.glow.pt/> (consultado em 18 de Janeiro de 2015)
- 2 - R. Albertin et al, *Química Nova*, 21, **1998**, 772.
- 3 - F. McCapra, *Methods Enzymol.*, **2000**, 305, 633 – 659.
- 4 – <http://www.youtube.com/watch?v=tltOOpyJP5k> (consultado em 18 de Janeiro de 2015)
- 5 - D. Simão, “100 experiências de química orgânica”, **2011**, ISTPress, Exp.48, pág. 199.

Agradecimentos

Agradeço à Técnica de laboratório, Carla Salvador e aos alunos de Engenharia Química, Biológica e Biomédica a preciosa colaboração e empenho, na procura de novos trabalhos, na sua realização e otimização.

Fátima Rosa

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

É tão vasto o seu campo de ação, que realmente quase se poderá dizer que a Engenharia é um mundo. Efetivamente, as suas muitas especialidades cobrem as mais diversas áreas da atividade humana. A Engenharia Química é uma das mais abrangentes.

Em todas elas compete aos Engenheiros estudar, investigar, desenvolver e aplicar novos métodos, descobrir novos produtos e como fabricá-los.

Nesta visita propõe-se mostrar, em ambiente de laboratório, um pouco do que poderá ser a realidade fabril, procurando estimular a curiosidade dos estudantes.

Torre arrefecimento

A torre de arrefecimento é um equipamento que apesar de muito simples é importante num processo industrial. Em muitas indústrias, para além de outros processos, torna-se necessário o arrefecimento das máquinas, bem como dos produtos intermédios e/ou finais. Para tal é frequente o uso de fluidos térmicos, sendo o mais comum destes fluidos a água, dadas as suas propriedades físicas e também o baixo preço. Apesar deste último aspeto, tratando-se de um bem essencial, convirá não ser desperdiçada. Consegue-se esse objetivo fazendo-a circular em sistema fechado, de forma a ser reutilizada.

Ao arrefecer um determinado equipamento ou produto, a água ficará logicamente mais quente. Para voltar a ser utilizada como fluido de arrefecimento, ela terá de sofrer um processo de arrefecimento que a devolva a uma temperatura semelhante à original, habitualmente cerca de 25°C. Com esse objetivo, as fábricas utilizam normalmente as chamadas torres de arrefecimento abertas, que lhes permitem arrefecer a água e voltar a utilizá-la como fluido térmico.

As torres de arrefecimento são colunas verticais que operam geralmente em contracorrente, e que possuem placas perfuradas como material de enchimento. A água é espalhada em forma de gotas, pelos chuveiros colocados na parte superior da torre, e desce pelos orifícios do enchimento que permite maximizar a distribuição da água ao longo da coluna e dividir ainda mais a água em pequenas gotas, aumentando o seu contacto com o ar.

Se a água entra na torre com uma determinada temperatura e sai com uma temperatura mais baixa, significa que cedeu calor ao ar do meio ambiente, que fica naturalmente mais quente e

húmido. De modo a garantir que a passagem do ar no interior da torre é adequada e suficiente, instalam-se ventiladores (geralmente no seu topo) para que o ar seja forçado a entrar.

O fenómeno do arrefecimento por evaporação acontece quando o ar atmosférico (ar seco + vapor de água) entra em contacto com o líquido. A evaporação ocorre a partir da superfície do líquido e a energia associada com a mudança de fase (líquido → vapor) é o calor latente de vaporização. A energia necessária para promover a evaporação é proveniente da energia interna do líquido que, por sua vez, arrefece ao ceder energia.

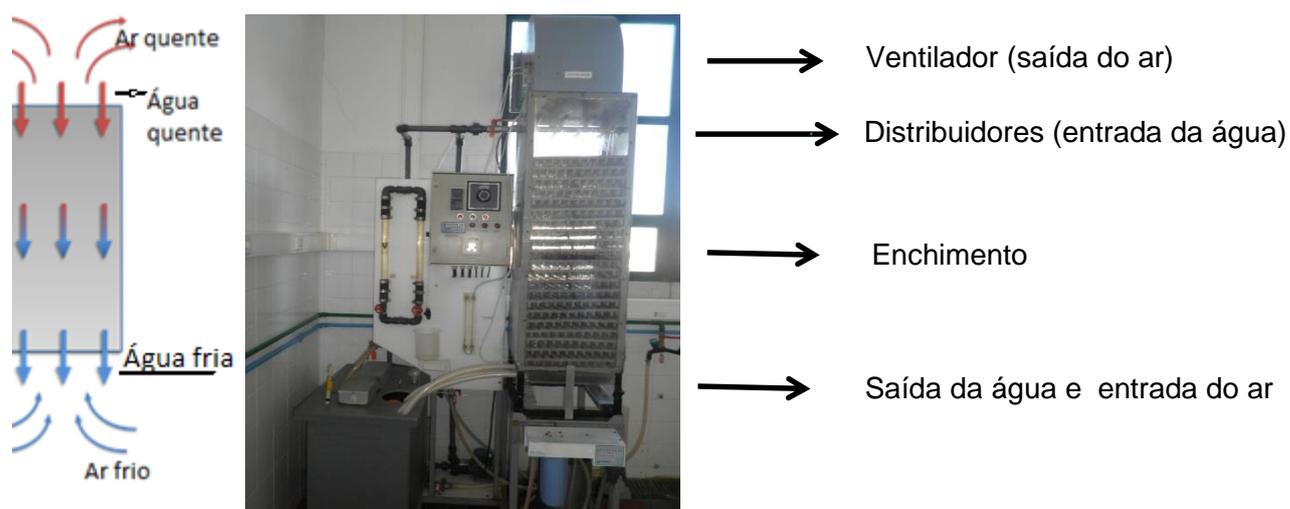


Figura 1 – Esquema de uma torre de arrefecimento e instalação piloto

A temperatura mínima num sistema de arrefecimento a água pode até ser menor que a temperatura ambiente, dependendo da humidade relativa do ar e da eficiência do equipamento. No entanto, existe um valor mínimo ao qual a temperatura deste processo pode chegar, que é a chamada temperatura de termómetro húmido. A temperatura do termómetro húmido é a temperatura do ar quando medido com um termómetro envolto numa gaze ou tecido molhado e depois de o agitarmos energeticamente no ar. O termómetro húmido regista uma temperatura inferior ao seco, a água que se evapora arrefece a superfície do termómetro, a diferença das duas temperaturas é uma medida da humidade relativa.

O desempenho de uma torre de arrefecimento varia, entre outros fatores, conforme a temperatura do ar ambiente, humidade do ar, temperatura de termómetro húmido e tratamento da água.

A ausência de tratamento de água pode originar a formação de depósitos, incrustações formação de algas, fungos e bactérias, como a tão falada Legionella Pneumophila, que se traduz em degradação das superfícies, entupimentos e riscos para a saúde pública.

A torre de refrigeração apresenta um risco elevado porque a água é projectada na forma de aerossóis e estes podem ser facilmente inalados.

Polímeros Superabsorventes

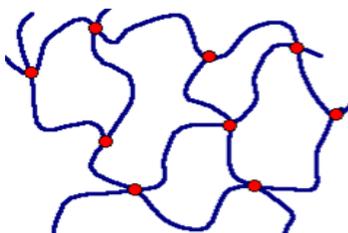
Os polímeros são materiais macromoleculares de grande importância socio-económica, cuja crescente utilização se deve essencialmente à grande diversidade de propriedades e aplicações. Na sua composição podem entrar uma ou várias unidades químicas, os monómeros.

Os polímeros que apresentam uma grande capacidade de absorção – polímeros hidrofílicos capazes de absorver grandes quantidades de fluidos por alojamento entre as moléculas- são conhecidos como polímeros superabsorventes. Cada grama de polímero pode absorver cerca de 100 a 1000 vezes o seu peso em água. Esta capacidade depende da estrutura da rede dos polímeros, que por sua vez é resultado dos monómeros utilizados e do processo de produção [1,2].

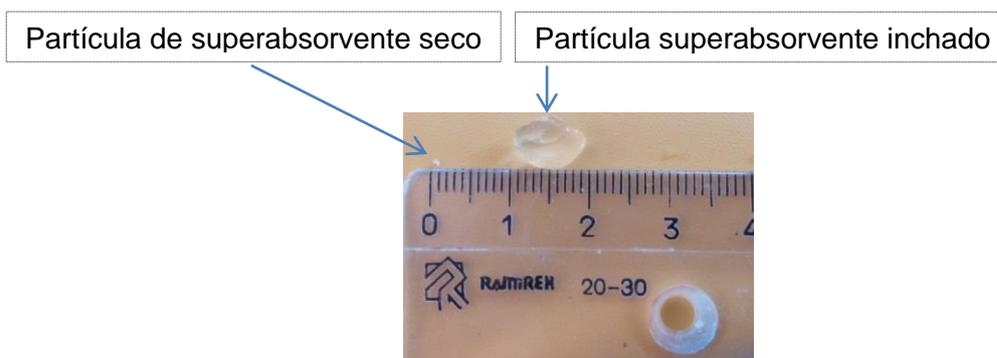
Os superabsorventes têm sido habitualmente produzidos pela polimerização de ácido acrílico $\text{CH}_2=\text{CHCOOH}$, ésteres acrílicos, acrilamida $\text{CH}_2=\text{CHCONH}_2$ e outros monómeros insaturados pela técnica de polimerização radicalar.

No seu estado seco as longas cadeias de polímero são enroladas .

Quando absorvem líquido elas desenrolam e a rede expande. O líquido é então armazenado nos espaços da rede molecular e o material forma um gel.



É interessante verificar que, dada a sua pequena dimensão, medir uma pequena partícula de polímero seco com uma régua é muito difícil. Só depois de se adicionar água se consegue, consequência da sua grande capacidade de absorção.



Várias aplicações têm-se revelado de particular interesse, sendo que uma parte significativa do actual mercado se relaciona com produtos de cuidados higiénicos, nomeadamente fraldas. Usam-se também em áreas tão diversas como a agricultura, medicina, em processos de separação de soluções diluídas de materiais orgânicos ou biológicos, como por exemplo para remover a água do soro do queijo, etc. Aplicam-se também em combustíveis para remover a água como contaminante e no tratamento de efluentes.

Por exemplo nas fraldas, a utilização de partículas de material superabsorvente permite simultaneamente diminuir a quantidade de algodão a utilizar, uma vantagem económica, e reduzir a espessura da fralda, aumentando o bem-estar do utilizador.

Pesar uma fralda seca e uma certa quantidade de polímero antes e depois de os termos introduzido numa tina de água, permite-nos estimar o sucesso da aplicação destes materiais em termos de capacidade de absorção, como se observa na Figura.



Na Agricultura, permite uma melhoria das condições ecológicas em áreas desertificadas ou em vias de desertificação, diminuição dos efeitos de seca por aumento da retenção de água à superfície dos solos, ficando mais disponível para a planta, permitindo assim um melhor desenvolvimento das culturas.

Transformação química com produção de energia - Pilha

No séc. XVIII, Lavoisier enunciou a Lei da conservação da massa: “Na natureza nada se cria, nada se perde, tudo se transforma”. A energia não é exceção. Seja energia elétrica transformada em energia térmica (torradeira) ou energia química em elétrica (pilha).

Tomando este último caso, na pilha realiza-se uma reação química de oxi-redução. Este tipo de reações químicas resultam na condução de iões livres através de um meio iónico.

Uma pilha é formada por dois elérodos de metais diferentes, por exemplo zinco e cobre e um eletrólito, uma solução capaz de conduzir a corrente elétrica do ânodo para o cátodo sob a forma de iões.

Considere-se como elérodos uma barra de zinco e outra de cobre (metal de baixa oxidação). Os átomos que saem do elétrodo de zinco estão carregados positivamente e são atraídos pelos aniões (-) do eletrólito, enquanto repelem os catiões(+) do eletrólito em direção ao

elétrodo de cobre. Assim, os elétrons são retirados do cobre, deixando-o com um excesso de carga positiva. Se ligarmos uma lâmpada através dos terminais dos elétrodos, as forças de atração e repulsão farão com que os elétrons livres do elétrodo de zinco (negativo), dos fios condutores e do filamento da lâmpada se desloquem em direção ao elétrodo de cobre carregado positivamente. A diferença de potencial resultante leva a que a pilha permita à lâmpada acender. As reações de oxi-redução envolvidas são:

reação de oxidação: $\text{Zn(s)} \rightarrow \text{Zn}^{2+}(\text{aq}) + 2\text{e}^-$

reação de redução: $\text{Cu}^{2+}(\text{aq}) + 2\text{e}^- \rightarrow \text{Cu(s)}$

Reação global: $\text{Zn(s)} + \text{Cu}^{2+}(\text{aq}) \rightarrow \text{Zn}^{2+}(\text{aq}) + \text{Cu(s)}$

Desta forma, o zinco oxida-se (ânodo) uma vez que cede dois elétrons ao cobre e este se reduz (cátodo). Esta transferência de elétrons gera uma corrente entre o ânodo e o cátodo. Podem formar-se pilhas de batata, de limão ou de solução de sal. Em qualquer das opções com metal de cobre e zinco. Em todos os casos temos a transformação da energia química em elétrica através da reação de oxi-redução dos elétrodos, sustentada pelos fluxos iônicos da batata, limão e sal como se pode ver nas Figuras seguintes.

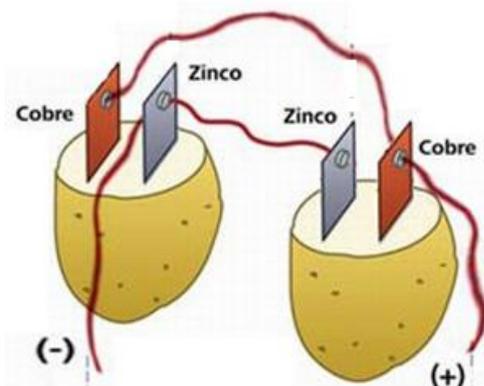


Figura 2 – Pilha de batata [3].

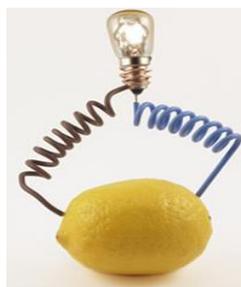


Figura 3 – Pilha de limão [3].

Em todos os casos, temos a transformação da reação química em energia elétrica através de uma reação de oxi-redução dos elétrodos, sustentada por fluxos iônicos.

Quimicamente, o que ocorre é a transferência de elétrons do zinco para o cobre, usando os fluidos iônicos como condutores. Assim, o zinco transforma-se no polo negativo da pilha, enquanto o cobre é o lado positivo. No final do circuito a eletricidade chega ao LED e acende-o.

Bibliografia

- 1 – Suo, A.; Qian, J.; Yao, Y.; Zhang, W. *J Appl Polym Sci*, 103 (2007), 1382
- 2 – F. Rosa, M. Casquilho, *Fuel Processing Technology*, 103 (2012), 174
- 3 – <http://portaldoprofessor.mec.gov.br/fichaTecnicaAula.html?aula=33527>

A 4ª dimensão da engenharia química!

Rita Vilas Boas, Beatriz Nogueira Gomes Lobato Forte, Faissen Barbosa Lordeiro e Mariana Duarte Fino de Oliveira Costa.

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

A tinta que desaparece em segundos!

Procedimento experimental:

Em primeiro lugar, adicionam-se num copo de precipitação 10 mL de álcool etílico e uma espátula com fenolftaleína. Dissolve-se bem até obter uma solução incolor. De seguida, adiciona-se ao copo 20 mL de água, certificando-se de que a fenolftaleína está bem dissolvida (a mistura continua incolor). Por fim, adiciona-se 5 mL de amoníaco ao copo, verificando-se um tom carmim.

Transfere-se parte da solução para uma superfície absorvente branca, por exemplo, um filtro de papel branco. Seca-se o papel com o auxílio de um secador de cabelo no modo frio e observa-se a cor carmim a desaparecer (o mesmo resultado é passível de ser obtido sem o secador, no entanto levará mais tempo).

Explicação:

A fenolftaleína é um indicador ácido-base, sendo incolor para $\text{pH} < 8$ e rosa/carmim para $\text{pH} > 8$. A mistura água-álcool apresenta um pH menor que 8 (entre 6 e 8, dependendo das quantidades de cada componente) e, por isso, a solução com fenolftaleína não apresenta coloração. Quando se adiciona o amoníaco, o pH da solução aumenta, conferindo um tom carmim à mesma.

Quando se aplica a ventilação forçada (secador), o amoníaco evapora. Desta forma, o pH da solução diminui. Quando grande parte do amoníaco tiver evaporado, a solução irá tornar-se novamente incolor visto que o pH será inferior a 8, obtendo-se, no fim, um sólido húmido branco (fenolftaleína).



Cuidados a ter:

O amoníaco possui um cheiro muito forte e irritante, sendo aconselhável que se faça a experiência numa hotte, tendo sempre o cuidado de tapar o frasco de amoníaco e a solução quando não estejam a ser utilizadas.

Se utilizar um secador de cabelo, aconselha-se a utilização do mesmo no modo frio. Isto deve-se ao facto do etanol também se evaporar ao longo da experiência e ser inflamável. Os secadores elétricos libertam faíscas que, em contacto com o etanol e com o ar atmosférico, podem originar a combustão do etanol. Além disso, o calor libertado pelo secador também pode originar a combustão do etanol, nas mesmas condições referidas anteriormente.

Água a arder

Procedimento experimental:

Primeiramente, adiciona-se 2mL de éter de petróleo a um Erlenmeyer agitando de forma a cobrir a base. De seguida, adiciona-se água até perto da parte superior do Erlenmeyer, acende-se o isqueiro/fósforo e passa-se o mesmo junto da superfície. Se não se verificar o pretendido, ou seja, uma chama à superfície do líquido, adiciona-se mais água.

Explicação:

O éter de petróleo, líquido obtido na destilação fracionada do petróleo, está na base de toda esta experiência. A saber, o éter de petróleo é incolor pelo que não se reconhece quando misturado com água, é imiscível nesta e menos denso pelo que, conjugando estas duas últimas propriedades, permite que o éter fique junto à boca do Erlenmeyer pois a fase mais densa ficará na parte inferior e a menos densa, na superior. Todavia, a chama não seria possível se o éter não fosse inflamável. No conjunto, estas três últimas características permitem vermos o que pensamos ser água a arder não se tratando desta que inflama mas sim o éter pois é este que tem essa propriedade. Outros compostos inflamáveis poderiam não dar o mesmo resultado como, por exemplo, o etanol, pois este mistura-se com a água.



A ser assim, ao fazer-se passar o isqueiro junto de algo inflamável, este faz uma chama que ficará acesa até deixar de haver éter.

Cuidados a ter:

Sendo o éter muito inflamável, há que ter cuidado com as quantidades do mesmo para não se gerar uma chama em demasia, assim como não tocar no topo do Erlenmeyer para evitar possíveis queimaduras. Há ainda que ter o cuidado de não deixar o frasco de éter aberto.

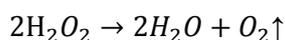
Pasta de dentes de elefante

Procedimento experimental:

Adicionou-se numa proveta de 14 mL de água oxigenada concentrada (30 volumes), uma pequena quantidade de detergente e 3 gotas de corante. Por fim, adicionou-se à proveta uma espátula rasa de iodeto de potássio tendo-se verificado que a reacção se dá imediatamente, havendo a formação da pasta de dentes de elefante.

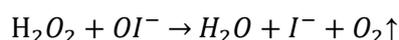
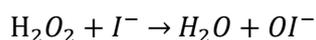
Explicação:

O peróxido de hidrogénio, mais conhecido como água oxigenada, com a fórmula química H_2O_2 , é um líquido instável que, fácil e rapidamente, se decompõe em água (H_2O) e oxigénio (O_2) havendo libertação de calor.



A velocidade da reacção depende da concentração dos reagentes, da temperatura, da pressão e da presença dos produtos da mesma ou de um catalisador.

Recorrendo ao iodeto de potássio, cuja fórmula química é KI, conseguimos catalisar a reacção em questão.



Tal como todos os catalisadores, este acelera a velocidade da reacção química sem se alterar quimicamente. Graças aos catalisadores, reacções químicas ocorrem mais rápido, recorrendo a menos energia.

Observa-se então a formação de uma espuma colóide, em que o gás, oxigénio, se encontra disperso num líquido ou seja, várias bolhas de oxigénio separadas por uma fina película de líquido, dispersas numa superfície líquida. Tendo que no início foi adicionado o detergente, a quantidade de espuma formada aumenta significativamente.

Cuidados a ter:

É muito importante utilizar luvas e óculos de protecção uma vez que a água oxigenada concentrada é muito irritante para a pele. Se possível, realizar a experiência numa hotte, tendo sempre em atenção que a quantidade de espuma que transbordará da proveta será significativa.

Bibliografia:

<http://www.scielo.br/pdf/qn/v29n1/27876.pdf>

http://pt.wikipedia.org/wiki/Iodeto_de_pot%C3%A1ssio

http://pt.wikipedia.org/wiki/Per%C3%B3xido_de_hidrog%C3%AAnio

<http://en.wikipedia.org/wiki/Foam>

Dança com a química

Reagentes:

- Farinha de amido de milho comercial (p.e. Farinha Maizena)
- Água
- Corante (opcional)
- Coluna do tipo subwoofer
- Película aderente

Procedimento experimental: Devem ser colocadas pequenas porções de farinha e misturar água devagar, de modo a ter percepção da consistência do fluido. A consistência ideal, onde se irá verificar a propriedade dilatante do fluido, foi atingida quando, sem aplicação de qualquer força é possível afundar um objeto e por aplicação de uma determinada força o fluido ofereça resistência. O corante não tem qualquer influência na experiência, podendo ser colocado ao longo do procedimento simplesmente por opção estética. Cobrir a coluna com película aderente para evitar entrada de fluido na coluna. Colocar diferentes tipos de música e verificar a reação do fluido à música.



Explicação:

A experiência “Dança com a química” está relacionada com as propriedades dos fluidos, em particular a viscosidade. A ciência que estuda as propriedades físicas que influenciam o transporte de quantidade de movimento num fluido é a Reologia (ramo da Mecânica dos Fluidos). Esta engloba o estudo do comportamento não só dos sólidos elásticos como dos fluidos Newtonianos e não-Newtonianos.

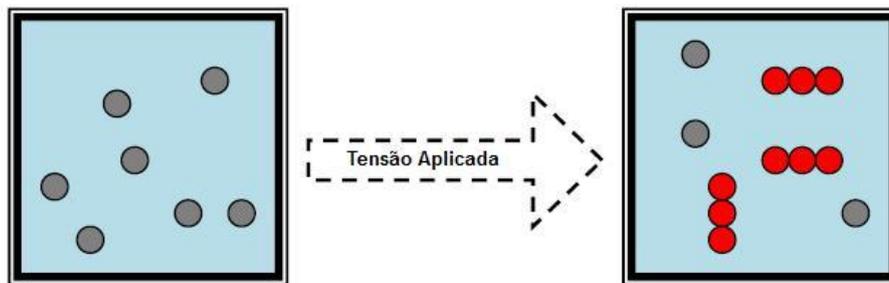
Um fluido é uma substância que se deforma continuamente quando submetida a uma tensão de corte (força aplicada numa determinada direção), independentemente da tensão aplicada. Os fluidos podem ser líquidos, gasosos ou uma mistura de ambos e podem ser classificados como Newtonianos e não-Newtonianos.

Os fluidos Newtonianos são aqueles que seguem a lei de Newton da viscosidade (equação abaixo indicada), que relaciona a tensão de corte, τ , com a taxa de deformação, $\frac{du}{dy}$, através

da viscosidade, μ . A viscosidade é definida como a resistência que um fluido oferece ao seu escoamento, que se mantém constante para fluidos Newtonianos, como a água.

$$\tau = -\mu \frac{du}{dy}$$

Os fluidos que não obedecem a esta lei, fluidos não-Newtonianos, possuem comportamentos da viscosidade diferentes consoante a força aplicada. O fluido criado na experiência possui estas características, estando incluído na categoria dos fluidos dilatantes. Um fluido dilatante caracteriza-se pela existência de um aumento súbito da viscosidade quando aplicada uma tensão mecânica ou de corte. Isto acontece porque o fluido é um colóide cujas partículas exercem uma repulsão entre si. A energia de um impacto súbito, quando suficientemente grande de forma a contrariar os efeitos de repulsão entre as partículas, faz com que estas se agreguem, formando aglomerados.



Reação de um fluido dilatante a uma tensão aplicada

Outro exemplo de um fluido dilatante é a areia molhada da praia: quanto maior for a força aplicada num dado instante, maior é a força de reação do fluido.

A importância do estudo destes fluidos prende-se com o facto de existirem diferentes reações dos fluidos não-Newtonianos quando submetidos a uma força, pois podem comportar-se como sólidos ou como fluidos. Por exemplo, a construção de uma casa sobre um fluido não-Newtoniano é potencialmente perigosa porque uma situação adversa, como um terremoto, poderá fazer com que a base da casa, anteriormente sólida, se transforme num líquido.



Diferença entre fluido Newtoniano (água) e fluido não-Newtoniano (fluido dilatante – farinha de amido de milho)
(<https://www.youtube.com/watch?v=D-wxnID2q4A>)

Equipa

Coordenação

Maria Amélia Lemos
Cristina Gomes de Azevedo
Dulce Simão

Palestras

Dulce Simão
Francisco Lemos
Maria Amélia Lemos
Marta Abrantes
Remígio Machado

Apoio na Realização

NEQIST
Carla Carvalho
Carla Salvador

Apoio Laboratorial

Alunos dos Mestrados em
Engenharia Química
Engenharia Biológica
Engenharia de Materiais

Logística

Lurdes Ribeiro
NEQIST

Módulos Experimentais

Alberto Ferro
Alda Simões
Amélia Almeida
Ana Knittel
Beatriz Forte
Cristina Gomes de Azevedo
Dulce Simão
Elisabete Xufre
Faissen Lordeiro
Fátima Rosa
José Armando Silva
Maria Fernando Carvalho
Mariana Costa
Marta Coelho
Rita Vilas Boas
Sofia Duarte e Castro

Jorge Teixeira
Leonel Nogueira
Marta Coelho

Escolas Participantes

- Agrupamento de Escolas de Nuno Gonçalves
- Colégio da Bafureira
- Escola Básica 2, 3 de Porto Alto
- Escola Básica 2,3 da Alembração
- Escola Básica 2,3 Luís de Camões
- Escola Básica de Padre José Rota - Forte da Casa
- Escola Básica e Secundária Gil Vicente
- Escola Básica José Rota – Forte da Casa
- Escola do Ensino Básico 2,3 de D. Fernando II – Sintra
- Escola Madeira Torres
- Escola Secundária 2,3 Filipa de Lencastre
- Escola Secundária com 3º Ciclo EB Braamcamp Freire
- Escola Secundária com 3º Ciclo EB Rainha Dona Amélia
- Escola Secundária com 3º Ciclo EB Romeu Correia -Almada
- Escola Secundária Dr. José Afonso - Seixal
- Escola Secundária Fernão Mendes Pinto – Almada

Patrocínios

