

Conversas à volta de uma vela

João Miguel Pires Ventura

**Trabalho de Projeto
de Mestrado em Comunicação de Ciência**

Março 2019

Índice

ABERTURA	5
NO (MEU) PRINCÍPIO.....	8
O QUE É UMA VELA	10
ESTRUTURA DA MATÉRIA	15
SÓLIDOS, LÍQUIDOS E GASES	21
A energia na mudança de fase	25
ENERGIA. CALOR, TRABALHO E TEMPERATURA.....	27
REACÇÕES QUÍMICAS	34
COMBUSTÃO E COMBUSTÍVEIS	36
Os combustíveis.....	37
As classes de fogo	39
O TRIÂNGULO DO FOGO	44
TRANSMISSÃO DO CALOR	50
A CONDUÇÃO	51
A CONVECÇÃO.....	54
A RADIAÇÃO	60
A radiação térmica	64
A dependência da temperatura	66
MULTIMODO E MUDANÇA DE FASE.....	70
O cântaro de barro	73
O carro ao sol	73
A estufa	74
O aquecimento global.....	75
Correr a cortina.....	75
O QUE É UMA CHAMA?.....	78
A reacção em cadeia.....	79
Chamas de pré-mistura e chamas de difusão	80
Limites de inflamabilidade.....	81
Mais um pouco sobre pré-mistura.....	83
Temperatura de chama.....	84
A FORMA DA CHAMA.....	85

A LUZ DA VELA	88
FOTOSSÍNTESE (De que são feitas as plantas?)	90
O AR QUE RESPIRAMOS.....	94
DIVIDIR PARA QUEIMAR	97
Outras implicações da razão Superfície/Volume	98
MICRO-BIOGRAFIAS	101
UNIDADES	109
MASSA E PESO	111
METÁFORAS, ANALOGIAS E MODELOS	112
Diferenças e semelhanças entre metáforas e analogias.....	112
Metáforas e Modelos	115
Metáforas na construção da ciência	116
Metáforas na comunicação da ciência	117
Advertências contra o uso inadequado de metáforas	117
A metáfora na linguagem cotidiana.....	118
REFERÊNCIAS	120

AGRADECIMENTOS

Aos professores do curso com quem aprendi coisas que antes não sabia.

Aos colegas do curso pela forma como integraram um sénior num grupo maioritariamente júnior.

Aos membros do 100 FUGAS que aceitaram ser “cobaias” nas sessões de exposição de parte da matéria aqui apresentada.

Aos professores António Granado pelos comentários sobre o texto e Paulo Vicente pela facilitação nas gravações.

Ao Paulo Oliveira, que esteve atrás da câmara.

Aos colegas do IN+ que facilitaram a realização das experiências.

Por último à minha família pela paciência, sobretudo na fase final da escrita.

Make everything as simple as possible, but not simpler

Albert Einstein

“Qu’est-ce que vous emporteriez si la maison brûlait?”

“J’emporterais le feu.”

Jean Cocteau

ABERTURA

Se o(a) leitor(a) andou nos escuteiros, ou fez algum campismo “selvagem”, tente lembrar-se do ambiente mágico de um fogo de campo. Sentados em círculo, a fogueira era como um rasgão no escuro da noite, a dança das chamas e as fagulhas subindo no ar quente transmitindo uma sensação de conforto e segurança.

Se ainda é daquelas pessoas que periodicamente anunciam aos amigos que “vão à terra”, ou seja, se as suas raízes ainda estão no Portugal rural, então é provável que

O filme “A guerra do fogo” de 1981, uma produção franco-canadiana, realizado por Jean-Jacques Annaud, adaptado da novela com o mesmo nome, da autoria de J.-H. Rosny (1911), é um documento interessante:
http://en.wikipedia.org/wiki/Quest_for_Fire_%28film%29

ainda se sente de vez em quando em frente da lareira, observando as ligações que se fazem e desfazem entre as chamas e os troncos. Esta agradável sensação de conforto que sentimos face ao fogo é provável que faça parte da memória genética da nossa espécie.

Para os nossos remotos antepassados, o fogo aquecia-os nas noites frias, permitia-lhes cozinhar os alimentos e mantinha os predadores à distância. Foi o fogo que permitiu o aparecimento da cerâmica e da metalurgia. Sem o fogo, a humanidade nunca teria passado da idade da pedra.¹

Não é assim de admirar que dadas as características do fogo, este fenómeno tenha desempenhado um papel importante nas mitologias e concepções do mundo desde a mais remota antiguidade.

Na mitologia grega, Prometeu roubou o fogo aos deuses para o dar aos mortais. Por isso foi castigado por Zeus, que o deixou acorrentado a uma rocha enquanto uma águia todos os dias lhe comia o fígado, que regenerava durante a noite para voltar a ser comido.

¹ Veja-se um artigo sobre o controlo do fogo por humanos primitivos:

http://en.wikipedia.org/wiki/Control_of_fire_by_early_humans

Este mito é apenas um exemplo da forma como a humanidade representa a aquisição do fogo. Em todas essas narrativas, o fogo é algo que os humanos não possuem, algo valioso cuja posse eles desejam.

Na sua obra *Myths of the Origin of the Fire - An Essay* (Frazer, 2013), o antropólogo escocês James George Frazer descreve e analisa mitos de todo o mundo sobre a origem do fogo. Resume a sua pesquisa estabelecendo que na generalidade destes mitos podem distinguir-se 3 Idades: a Idade sem Fogo, a Idade do Uso do Fogo e a Idade do Controlo do Fogo.

Na primeira Idade, os homens não dispunham do fogo, comiam alimentos crus e passavam frio.

Na segunda Idade, os homens já possuem o fogo, mas não o sabem produzir, pelo que tem de ser mantido. A forma como o obtiveram varia com os mitos de região para região: umas vezes de incêndios com origem em raios, outras do sol, da lua ou das estrelas, ainda outras foi dado aos homens por uma ave ou outro animal, muitas vezes roubado a uma divindade ou a outro animal. Esta última versão tem variantes, em que o fogo é obtido pelo esforço conjugado de vários animais, que vão passando o fogo uns aos outros.

Finalmente, na terceira Idade os homens possuem o controlo do fogo, muitas vezes descoberto acidentalmente. A fricção de dois pedaços de madeira ou a percussão de pedras e ferro são os processos utilizados para a produção do fogo. Existe em muitos povos primitivos a noção de que o fogo está “escondido” nas pedras e na madeira, e que é o bater das pedras uma na outra ou a fricção entre os dois pedaços de madeira que o faz aparecer.

Em muitas religiões existiam divindades que tinham a ver com o fogo, ou com aspectos particulares do fogo. Hestia, entre os gregos, e a sua análoga Vesta entre os romanos, era a guardiã do fogo doméstico.

Hefaísto, o deus dos vulcões, era também venerado como o deus dos ferreiros, dos metais e da metalurgia. O seu equivalente romano era Vulcano.

No Zoroastrismo (religião com origem na antiga Pérsia) os templos têm uma câmara onde arde permanentemente o fogo sagrado.

No Cristianismo, o fogo está também presente em múltiplas ocasiões. Velas e lanternas participam em diversos momentos do culto, quer dentro dos templos, quer em procissões no exterior. Mesmo os produtos do fogo, como o fumo produzido pela queima do incenso ou as cinzas impostas aos fiéis no primeiro dia da Quaresma (quarta-feira de cinzas), têm um lugar nas cerimónias religiosas.

Alguns rituais com origem pagã e ressonâncias de magia, sacrifício e purificação, foram adaptados pela Igreja no processo de expansão do cristianismo. São exemplo rituais associados ao solstício de Inverno, como a prática de queimar um madeiro no espaço público (muitas vezes no adro da igreja) na véspera de Natal.

A morte pelo fogo era considerada a mais adequada para ofensas como a heresia ou a bruxaria. De Joana d'Arc às fogueiras da inquisição portuguesa ou espanhola existem exemplos abundantes.

Uma tradição que se mantém em certas localidades do norte de Portugal é a queima ou o rebentamento de um boneco feito de palha, vestido e calçado, representando Judas Iscariotes, na manhã do domingo de Páscoa.

Outras práticas sociais envolvendo o fogo implicam atravessar ou saltar sobre uma fogueira, como ainda ocorre entre nós nas festas dos Santos Populares.

Os acontecimentos sociais em que o fogo desempenha um papel, das velas no bolo de aniversário à chama olímpica, mostram o enraizamento que mantém na nossa matriz cultural um fenómeno que foi determinante no caminhar histórico da humanidade.

NO (MEU) PRINCÍPIO

Criado numa família católica, ir à missa fazia parte da rotina dominical. Mas uma das coisas que na infância me fascinavam era a operação que ocorria uns minutos antes da entrada do padre: o sacristão, munido de uma vara longa com um pavio aceso na extremidade, acendia, uma a uma, a longa fila de velas por detrás e acima do altar. E depois de terminada a missa, lá vinha ele com a mesma vara, agora usando um cone invertido na mesma extremidade, extinguir as velas uma a uma. Era um ritual muito mais apelativo do que acender velinhas eléctricas introduzindo uma moeda numa ranhura!

Ao longo da minha infância, o abastecimento de electricidade ao domicílio falhava muitas vezes. Na divisão da casa onde se passava o serão a ouvir rádio (a televisão chegou bastante mais tarde) havia numa prateleira um candeeiro a petróleo acompanhado de uma caixa de fósforos. E de vez em quando lá tínhamos de recorrer a ele, aborrecidos ou irritados porque juntamente com a luz se tinha ido embora também a música ou o teatro radiofónico que ouvíamos.

Até aos meus 12 anos, a cozinha da minha casa tinha sido o reino do fogareiro a petróleo, para cuja operação cada dona de casa tinha de ter habilitações próximas das de um fogareiro profissional. Primeiro usar álcool para aquecer o queimador, verificar se o injector estava entupido (o que acontecia com frequência devido a impurezas no petróleo), bombear para aumentar a pressão no depósito, e quando o chuveiro de pequenas gotas de petróleo começava a arder, o ruído era forte. Surgiram mais tarde as chamadas “cabeças silenciosas”, onde o chuveiro de gotículas era vaporizado no interior de uma peça perfurada e o vapor resultante saía pelos minúsculos orifícios e entrava em combustão, com um ruído muito mais atenuado. Os tachos e panelas ficavam com uma camada de fuligem (“mascarrados”), o que implicava uma laboriosa actividade de limpeza, feita com areia fina e esfregões de esparto (os detergentes ainda estavam para aparecer). A areia (em pequenas e toscas embalagens de papel) e os esfregões eram vendidos porta a porta por miúdos espanhóis, descalços e

miseravelmente vestidos, actividade sempre reprimida pela polícia. Isto era Elvas, década de 50 do século XX.

Em 1957 entrou na casa o fogão a gás. A chama azul, limpa, que pôs fim à actividade de tirar o preto do fundo dos tachos. E a publicidade apregoava: “Onde quer que viva / Viva com Gás Cidla!”

Velas, candeeiros a petróleo, fogareiros a petróleo, fogões a gás, todos objectos cujo funcionamento se baseia no mesmo fenómeno: a combustão. E apenas foram referidas aplicações domésticas. Teremos ocasião de falar de muitas outras aplicações da combustão, verificando que é um fenómeno que está na base da civilização tal como a conhecemos.

O QUE É UMA VELA

Vela, cera, parafina, hidrocarbonetos, pavio, capilaridade, fuligem

Antes de começar a ler, pegue numa vela, coloque-a num suporte adequado e acenda-a. O que vai seguir-se será muito mais compreensível se tiver na sua frente uma vela acesa...

Quando observamos uma vela a arder, para além da beleza e tranquilidade que sentimos (no seu livro *La flamme d'une chandelle*, Bachelard (1961) faz uma abordagem poética destes sentimentos), podemos interrogar-nos sobre como funciona, de onde vem a luz que emite, por que se mantém a arder...

Sendo um objecto aparentemente tão simples, é um local privilegiado para observar um conjunto de fenómenos relevantes para a compreensão do mundo que nos rodeia.

Faraday foi um cientista inglês com descobertas relevantes nas áreas do electromagnetismo e electroquímica, que aliava às suas qualidades de investigador uma capacidade notável na divulgação da ciência.

O componente primário de uma vela é *cera de parafina*, que é um material que consiste numa mistura de hidrocarbonetos, compostos cujas moléculas são constituídas por átomos de carbono e hidrogénio. A fórmula molecular é C_nH_{2n+2} , onde o valor de n varia de 19 a 36, com um valor médio de 25. Assim, quando precisarmos de escrever equações químicas envolvendo a combustão de velas, usaremos $C_{25}H_{52}$ para representar o combustível.

Em 14 de Julho de 1789 (no mesmo dia em que o povo de Paris tomou a Bastilha) abriu em Lisboa a Caza das Vellas Loreto, fundada por Domingos de Saa Pereira de Mello. Continua aberta ao público no 53/55 da Rua Loreto (Misericórdia), faz parte da lista das “Lojas com história” da Câmara Municipal de Lisboa, e inclui na sua longa memória de mais de dois séculos a iluminação de um concerto de Franz Liszt na capital portuguesa.

<http://cazavellasloreto.com.pt/pt>

<https://www.publico.pt/caza-das-vellas>

A Royal Institution, onde trabalhava, costumava organizar, na altura do Natal, conferências destinadas aos jovens que nessa época gozavam as férias escolares. Em 1849, Faraday apresentou um conjunto de seis lições que intitulou “A História Química de uma Vela” (*A Course of Six Lectures on the Chemical History of a*

Candle), curso que repetiu durante vários anos, e de que saiu uma 1ª edição em livro em 1861 (Faraday, 1861). Este texto foi alvo de múltiplas reedições desde essa altura, sendo uma das mais recentes uma edição de 1988 pela Chicago Review Press (Faraday, 1988). Existe uma tradução em Português, editada em 2011 pela Imprensa da Universidade de Coimbra (Faraday, 2011).

Esse curso, que era acompanhado de demonstrações experimentais, expunha com notável clareza uma parte importante da química conhecida à data. Ainda hoje se lê com agrado a sua prosa limpa e acessível. O livro está acessível online através do Projecto Gutenberg [www.gutenberg.org/ebooks/14474]

Em 1994, Peter Atkins, professor na Universidade de Oxford, ele próprio autor de diversos livros e um divulgador de grande mérito, escreveu um pequeno texto intitulado *The Candle Revisited* (Atkins, 1994), onde complementa o livro de Faraday com a ciência que na segunda metade do século XIX não era ainda conhecida.

O livro que tem nas suas mãos tem como inspiração essa longínqua obra de Faraday.

E como ele escreveu no início da primeira lição desse seu livro:

“There is no better, there is no more open door by which you can enter into the study of natural philosophy than by considering the physical phenomena of a candle”.

Sobre a importância das velas no tempo de Faraday, veja-se como eram expressamente mencionadas no contrato de 1801 de admissão de Davy, onde ficou escrito “(...) that Humphry Davy be engaged in the service of the Royal Institution in the capacity of assistant lecturer in chemistry, director of the chemical laboratory, and assistant editor of the journals of the institution, and that he be allowed to occupy a room in the house, and be furnished with coals and candles, and that he be paid a salary of 100 l. per annum.”

Ou seja, alojamento, aquecimento e *iluminação*, para além do salário.

Vamos então observar com atenção a chama de uma vela e em relação a cada aspecto observado referenciar os fenómenos físicos e químicos envolvidos.

Uma informação inicial: no início de cada capítulo, logo abaixo do título, existem palavras a **negrito** que referem conceitos tratados nesse capítulo, para mais fácil orientação do leitor.

O que vemos quando olhamos uma vela a arder?

Um cilindro de cera do topo do qual sai um fio de algodão trançado - o *pavio*. Quando a vela está acesa, o topo do cilindro forma uma pequenina taça dentro da qual vemos um líquido, que é cera fundida, sendo essa fusão causada pelo calor que recebe da chama. E o topo da vela não funde uniformemente porque parte do ar ambiente que vem participar na combustão passa junto ao bordo do topo do cilindro e arrefece-o, impedindo assim a sua fusão.

Envolvendo o pavio e prolongando-se um pouco para cima deste está a chama.

De onde surge esta chama?

O combustível líquido sobe pelo pavio por capilaridade.² Chegando ao topo, a temperatura que aí existe é suficiente para o vaporizar, e em torno do pavio o que existe é vapor de combustível.

Nessa zona, onde o combustível líquido passa a vapor, não há oxigénio, pelo que o vapor não pode entrar em combustão. Mas como está envolvido pela chama, recebe calor desta e as moléculas de combustível vão sofrer uma decomposição térmica, a *pirólise*, que consiste essencialmente na fragmentação das moléculas. Os fragmentos moleculares, chamados radicais, são muito mais reactivos do que as moléculas originais, que são entidades relativamente estáveis.

Os átomos de hidrogénio ficam livres quando as ligações aos átomos de carbono se “partem”, e deslocam-se por difusão até à zona de reacção onde se combinam com o oxigénio do ar, produzindo moléculas de água, que na fase de vapor são na sua maior parte transportadas na vertical pelo escoamento ascendente. Se colocarmos uma superfície fria por cima da chama vemos o aparecimento de gotas de água resultantes da condensação desse vapor.

Uma parte dos átomos de carbono vão aglomerar, formando partículas de fuligem. Estas partículas, por efeito da temperatura a que estão submetidas (recebem calor da zona de combustão que as envolve), tornam-se incandescentes - é a zona amarela da

² Refere-se à capacidade de um líquido fluir por canais muito estreitos. Isto deve-se à presença de forças moleculares atractivas entre o líquido e a superfície sólida. É mais evidente em tubos capilares - daí o nome - mas quando utilizamos uma toalha de papel ou tecido para limpar água derramada sobre a bancada, estamos a usar o facto de as toalhas absorverem a água por capilaridade. Os espaços entre as fibras do papel ou os fios do tecido funcionam como pequeníssimos tubos cujas paredes atraem o líquido.

chama (ver capítulo A LUZ DA VELA).

Junto à base da chama, vemos uma zona de cor azul, onde espécies moleculares (H_2O , CO_2) e radicais (OH , C_2) libertam o excesso da energia - obtida por choques com as partículas vizinhas - sob a forma de radiação electromagnética.

Temos assim um objecto onde a cera de parafina, um combustível, se combina com o oxigénio do ar. Dessa interacção resulta o aparecimento de dióxido de carbono e água, e a libertação de energia sob a forma de luz e calor.

Depois de ler este capítulo, será útil fazer a visualização dos primeiros 3 vídeos, de nomes **Experiência 1, 2 e 3**.

No primeiro, mostra-se como ao apagar subitamente a vela, o pavio ainda se mantém quente durante um curto intervalo de tempo, pelo que a cera líquida que vinha a subir o pavio chega ao topo deste e ainda vaporiza. Mas esse vapor encontra o ar mais frio e condensa na forma de pequenas gotículas. O fumo esbranquiçado que vemos é assim formado por uma neblina de pequeníssimas gotas de combustível. É incorrecto chamar-lhe vapor de combustível, da mesma forma que o nevoeiro também não é vapor de água, mas gotículas de água em suspensão no ar.

Aproximando a chama do fósforo, as gotículas vaporizam de novo, e o vapor de combustível “conduz” a chama de volta ao pavio, reacendendo a vela.

Na **Experiência 2**, usamos um pequeno cilindro de cobre, e baixamos o cilindro envolvendo a chama.

Repare na cor do fumo que sai pelo topo do cilindro. Inicialmente é negro, mas vejam como a cor muda quando o cilindro atinge a zona inferior da chama. Subindo outra vez voltamos a ter fumo negro, baixando novamente regressa o fumo esbranquiçado.

A parte superior da chama é a zona onde existem as partículas de fuligem, cuja incandescência dá origem à luz amarela característica das velas. Quando a vela queima normalmente, a fuligem é transportada até à zona de reacção onde o carbono se vai combinar com o oxigénio do ar, produzindo dióxido de carbono.

Mas como o cobre é muito bom condutor de calor, o pequeno cilindro absorve tanta energia que provoca um abaixamento de temperatura que “congela” a reacção, a

combustão do carbono já não ocorre e as partículas de fuligem saem da zona da chama – é o fumo negro.

Quando o cilindro envolve a parte inferior da chama, rouba a energia necessária à fragmentação das moléculas do combustível, e o vapor de combustível escapa-se pelo topo do cilindro. O vapor como tal é invisível, mas quando encontra o ar mais frio, tende a condensar em pequenas gotículas e é a nuvem de pequeníssimas gotas de cera líquida que vemos como este fumo esbranquiçado.

Se está neste momento a pensar se esta experiência “fumo negro – fumo branco” tem alguma coisa a ver com o que acontece numa certa chaminé do Vaticano quando da eleição do Papa, a resposta é Sim e Não. Sim, porque o fumo negro ou branco utilizado para anunciar a não eleição ou a eleição do Papa é obtido alterando as condições de combustão numa fornalha. E não, porque o processo utilizado é diferente do que aqui fizemos. Mas a explicação ficará para outra ocasião.

Finalmente, na **Experiência 3** conseguimos, com a ajuda de um pequeno tubo de papel de alumínio, conduzir o vapor de combustível da zona junto ao pavio para mais longe, e inflamá-lo à saída do tubo.

ESTRUTURA DA MATÉRIA

Moléculas, átomos, Tabela Periódica, elementos, estrutura molecular

A matéria é constituída por átomos, que em geral se agrupam em moléculas. Embora os átomos não sejam indivisíveis - a cisão nuclear que tem lugar na “bomba atómica” e de forma controlada no núcleo dos reactores nucleares é prova disso - na química “normal” os átomos não se alteram, e conservam-se quando as substâncias de que fazem parte sofrem reacções químicas.

Foi Richard Feynman, prémio Nobel da Física, quem escreveu um dia: “Se tivéssemos de reduzir a história científica a uma única declaração importante, essa seria: Todas as coisas são feitas de átomos”

Há um facto muito interessante em relação aos átomos; existem pouco mais de uma centena de átomos diferentes (exactamente 118 à data em que escrevemos), a que chamamos *elementos*, e que se agrupam na Tabela Periódica, cuja versão inicial devemos ao génio de Dmitri Mendeleev. Como pode esta pequena quantidade de átomos diferentes dar origem à espantosa variedade de materiais que constitui o mundo em que vivemos? Podemos usar uma analogia com uma situação que nos é mais familiar: com 23 letras (26 se considerarmos o k, w e y) conseguimos formar os muitos milhares de palavras que constituem a nossa língua. (Na sua última versão *online*, o Dicionário Aurélio inclui cerca de 200 mil palavras).

A ideia de que a matéria é constituída por átomos tem raízes longínquas. É atribuída a Demócrito de Abdera, que terá vivido entre os anos 460 e 370 a.C., a afirmação: "Há apenas átomos e vazio". Ensinou que os átomos eram em número infinito e eternos, e que as as qualidades de um objecto resultavam da espécie de átomos que o constituíam.

No entanto, prevaleceu historicamente a teoria dos 4 elementos - Ar, Água, Fogo e Terra - proposta por Empedocles (c. 494 – c. 434 a.C.) e depois propagada por Aristóteles (384 — 322 a.C.) e seguidores.

Já mais próximo de nós, no início do século XIX, Dalton apresenta o conceito no seu livro *A New System of Chemical Philosophy*, publicado em 1808. Mas cem anos depois, a sua teoria ainda era considerada hipotética por muitos. E só no início do século XX as experiências de Rutherford mostram evidência da existência dos átomos.

Os três factos mais importantes relativamente aos átomos dizem respeito a) ao seu tamanho, b) à quantidade existente, e c) ao seu tempo de vida.

a) Começando pelo tamanho, são minúsculos. A ordem de grandeza da dimensão de um átomo é um décimo milionésimo de milímetro. Para lidar com dimensões desta ordem foi criada uma unidade de comprimento, o Ångström, igual a 10^{-10} m ou 0,1 nanómetro. Embora seja uma unidade que não pertence ao SI e cujo uso é desaconselhado, vamos usá-la neste capítulo porque permite com mais facilidade dar uma noção de quão pequenos são os átomos.

Não entrando em pormenores sobre o raio atómico, de que existem várias definições, e pensando nos átomos como se fossem esferas, o raio de átomos neutros isolados situa-se entre 0,3 e 3 Ångström. Um cabelo humano típico tem uma largura correspondente a cerca de 1 milhão de átomos de carbono.

Para lidar com números muito grandes ou muito pequenos, a forma mais prática é usar potências de 10. Quando escrevemos 10 elevado a “n”, sendo n um inteiro positivo, isso corresponde a escrever “1” seguido de n zeros. Assim, 10^2 é igual a 100, 10^5 igual a 100000, 10^6 é um milhão. Para números menores do que a unidade, usam-se potências de 10 de expoente negativo. Por definição, 10^{-n} é igual a $1/10^n$. Portanto 10^{-2} é igual a $1/10^2$ (=0,01), 10^{-5} igual a $1/10^5$ (=0,00001). Sobre a designação dos múltiplos e submúltiplos das unidades SI, ver o capítulo UNIDADES.

Nas suas Lições de Física, Feynman (1964) escreveu: “Outra forma de lembrar o seu tamanho [dos átomos] é esta: se uma maçã fosse ampliada até ao tamanho da Terra, os átomos da maçã teriam aproximadamente o tamanho da maçã original.”

Os átomos são formados por um núcleo, constituído por protões (partículas de carga eléctrica positiva) e neutrões (partículas sem carga), e uma nuvem electrónica à volta do núcleo, com um número de electrões igual ao número de protões no núcleo. Os electrões têm carga negativa, que equilibra a carga positiva do núcleo, pelo que o átomo é electricamente neutro.

O núcleo é muito pequeno, mas reside nele praticamente toda a massa do átomo (a

massa de um electrão é cerca de 1/2000 da massa de um protão ou um neutrão). O raio de um átomo é mais de 10 mil vezes o raio do seu núcleo. Ou dito de uma forma mais visual: “se um átomo fosse expandido até ao tamanho de uma catedral, o núcleo teria apenas as dimensões de uma mosca, mas essa mosca seria milhares de vezes mais pesada do que a catedral” (Bryson, 2010).

O raio de um átomo é também menos de 1/1000 do comprimento de onda da luz visível (400-700 nm), razão pela qual não conseguimos ver os átomos.

b) No que respeita à quantidade, só podemos dizer que são... numerosos! Um centímetro cúbico de ar contém $2,5 \times 10^{19}$ moléculas (2,5 dezenas de trilião). E como os dois gases que constituem a quase totalidade da atmosfera, nitrogénio e oxigénio, são diatómicos, o número de átomos no mesmo centímetro cúbico é o dobro daquele valor. Uma gota de água contém cerca de dois mil triliões (2×10^{21}) de átomos de oxigénio e duas vezes esse número de átomos de hidrogénio.

Imagine quantos centímetros cúbicos constituem a atmosfera, ou “quantas gotas há no mar”!

c) E quanto a tempo de vida, cada átomo do nosso corpo já fez parte de inúmeros organismos antes de ser nosso e continuará a sua fantástica peregrinação depois de nos deixar (como os átomos que fazem parte do ar que expiramos) ou de nós deixarmos de existir, e os nossos átomos se dispersarem no universo exterior a nós. Tirando os elementos radioactivos, cuja instabilidade faz com que os seus átomos se fragmentem dando origem a outros elementos, podemos dizer que os átomos são praticamente eternos.

Citando Carl Sagan na sua obra Cosmos (Sagan, 1983): “The nitrogen in our DNA, the calcium in our teeth, the iron in our blood, the carbon in our apple pies were made in the interiors of collapsing stars. We are made of stars stuff.” Somos feitos de poeira de estrelas!

Os átomos agrupam-se em moléculas (e se os átomos são as “letras”, as moléculas são as “palavras” desta “língua material”), e o que confere às diversas substâncias as propriedades físicas e químicas que as caracterizam é a sua estrutura molecular, mais do que os átomos que as constituem. Um exemplo ajudará a concretizar esta afirmação.

O cloro é um gás que, se for respirado, causa a morte num tempo muito curto. Combina-se com o hidrogénio das moléculas de água existentes nos pulmões, formando ácido clorídrico. O primeiro ataque químico na primeira guerra mundial foi feito com cloro. Uma libertação accidental de cloro é muitas vezes dada como exemplo de um acidente industrial grave.

O sódio, pertencente ao grupo dos metais alcalinos, inflama-se espontaneamente em contacto com a água, e mesmo ao ar é uma substância muito instável. Deve ser conservado em atmosfera inerte ou imerso num líquido protector como petróleo, hexano e/ou outros hidrocarbonetos isentos de água.

E no entanto, os átomos destas duas substâncias perigosas, quando juntos na mesma molécula, constituem o cloreto de sódio, o vulgar “sal das cozinhas”, que utilizamos na nossa alimentação. Pense nisto quando estiver a deitar sal nas batatas fritas! O único perigo que nos poderá vir à ideia relacionado com o cloreto de sódio é o facto de contribuir, se for consumido em excesso, para o aumento da tensão arterial.

Os químicos desenvolveram uma forma concisa de referir os átomos e moléculas. Os elementos constantes da Tabela Periódica têm uma ou duas letras que os identificam: carbono é C, hidrogénio é H, oxigénio é O, cloro é Cl, sódio é Na. Se a molécula de um elemento tem mais de 1 átomo, o número de átomos da molécula aparece como índice do símbolo. Como o hidrogénio e o oxigénio são diatómicos, quando entram numa equação química escrevemos H_2 e O_2 .

Quanto à estrutura dos átomos, pouco antes de 1913, o modelo aceite para um átomo era uma espécie de sistema solar em miniatura. O núcleo no centro, análogo do sol, e os electrões girando em volta do núcleo, como os planetas em volta do sol. Nesta data, Niels Bohr, para harmonizar esta descrição com as riscas identificadas no espectro de emissão do hidrogénio, propôs que as órbitas dos electrões ocupassem posições bem definidas em torno do núcleo.

Hoje este modelo está ultrapassado. Os electrões não seguem órbitas bem definidas, mas têm uma certa probabilidade de ocupar regiões do espaço na vizinhança do núcleo, chamadas orbitais. No entanto mantém-se a noção avançada por Bohr de que quando um átomo (ou molécula) é excitado, por exemplo pelo choque com outro átomo, pode ter lugar a transição de um electrão para um nível de energia superior, e quando

esse electrão regressa ao nível de equilíbrio onde estava inicialmente liberta-se do excesso de energia emitindo um fotão.

Para o leitor interessado em saber mais sobre este tópico será proveitoso o acesso à página (acedida em Março de 2019)

<https://www.chemguide.co.uk/atoms/properties/atomorbs.html>

A forma como os átomos se agrupam na molécula tem implicações em muitos aspectos do comportamento dessa substância. A estereoquímica é o ramo da química que estuda as diversas possibilidades de arranjo espacial dos átomos nas moléculas e as consequências que daí resultam.

Nos produtos normais da combustão podemos ver um exemplo do que acabámos de falar. A molécula de CO₂ é linear, enquanto a molécula da água é não linear, como se vê na Figura 1.

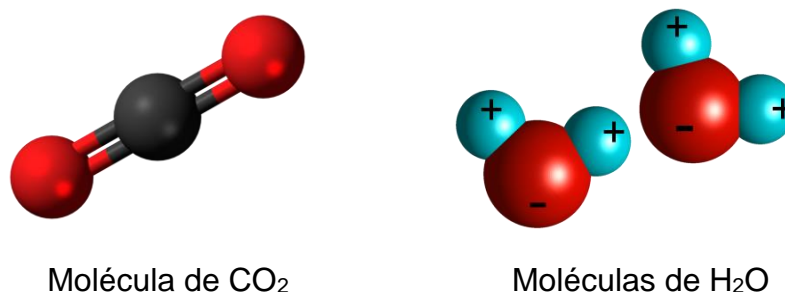


Figura 1 – Estrutura molecular do dióxido de carbono e da água

A geometria da molécula da água permite perceber o seu comportamento no forno micro-ondas. Como a Figura mostra, devido à forma da molécula que influencia a distribuição das nuvens electrónicas, a água é uma molécula *polar*. Em termos práticos é como se cada molécula de água fosse um pequeníssimo íman.

Já algumas vez experimentou passear um íman para um lado e outro sobre uma bússola? É isso, a agulha magnética roda para lá e para cá consoante o movimento do íman. Agora imagine que a flutuação do campo magnético que consegue com esse movimento do íman é feita, não a essa velocidade, mas com uma frequência de 2,45 GHz (são $2,45 \times 10^9$ ciclos por segundo!), que é a frequência da radiação das micro-

ondas. Sujeitas a este campo electromagnético, as moléculas de água reagem adquirindo energia de rotação, tentando acompanhar as flutuações do campo rodando numa e noutra direcção, e esta energia de rotação é passada através de choques às moléculas vizinhas. E é desta forma que os alimentos aquecem no micro-ondas.

Dado o mecanismo que acabou de ser exposto, não tente aquecer no micro-ondas alimentos liofilizados. Não irá conseguir, porque não contêm água!

SÓLIDOS, LÍQUIDOS E GASES

Fusão, solidificação, vaporização, condensação, ebulição, sublimação, deposição, gás, vapor, calor específico, calor latente

No mundo material, as diversas substâncias podem apresentar-se em três estados de agregação que designamos por fases: sólida, líquida e gasosa.³

Sendo as substâncias, como vimos, formadas por moléculas, as diversas fases distinguem-se pela mobilidade das moléculas, a distância média entre elas e o seu grau de coesão.

Num sólido as moléculas ocupam posições relativamente fixas umas em relação às outras, podendo vibrar em torno dessas posições de equilíbrio. Já nos líquidos e nos gases elas podem mover-se livremente, embora nos gases (tipicamente 1000 vezes menos densos do que os líquidos) a distância média entre moléculas seja muito superior ao que acontece nos líquidos. O percurso livre médio (distância média percorrida por uma molécula entre choques) é, a título de exemplo, cerca de 3 Å para uma molécula de água (na fase líquida), enquanto para uma molécula de um gás anda à volta de 700 Å.

Assim um sólido tem forma e volume constantes, porque as suas moléculas não se deslocam umas em relação às outras, um líquido tem volume constante, mas a sua forma varia com o recipiente que o contém e um gás não tem forma nem volume constantes, ocupando todo o espaço que lhe for oferecido.

Os gases podem ser facilmente comprimidos, porque existe muito espaço entre as moléculas, mas os líquidos e os sólidos, porque as moléculas estão muito próximas, são praticamente incompressíveis.

³ Por vezes considera-se um quarto estado da matéria, designado por plasma, que é um gás ionizado. Mais informação sobre plasmas no capítulo O QUE É UMA CHAMA?

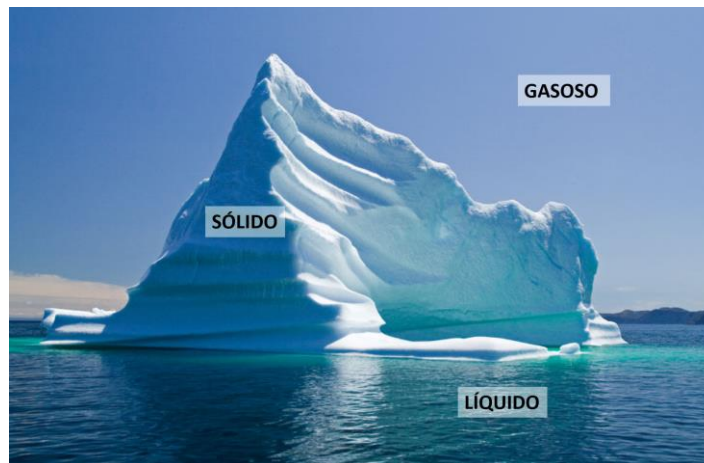


Figura 2 – As 3 fases da água

Tomemos como exemplo a água. Na fase sólida – gelo – as moléculas ocupam posições relativamente fixas umas em relação às outras. Se fornecermos calor ao gelo, a sua temperatura irá aumentar, o que ao nível microscópico se manifesta por um aumento da vibração das moléculas, o que por vezes chamamos agitação térmica. Quando se atinge a temperatura de fusão - que no caso da água corresponde a zero graus Celsius - tem início algo diferente: a energia fornecida passa a ser utilizada, não para continuar a aumentar a energia de vibração das moléculas, mas para desfazer as ligações entre as moléculas. Essa ligação quase rígida entre as moléculas desaparece com o aparecimento da fase líquida. As moléculas de água estão agora mais livres para se moverem umas em relação às outras. Note-se que enquanto decorre o processo de fusão, isto é, enquanto temos a coexistência das fases sólida e líquida, a temperatura se mantém constante; toda a energia fornecida é utilizada para desfazer mais ligações entre as moléculas que constituem a fase sólida.

A mudança de fase inversa da fusão é a solidificação, que é o que fazemos retirando calor à água líquida no congelador do frigorífico.

Quando toda a água se encontra líquida, se continuarmos a fornecer calor faremos com que a temperatura da água comece a aumentar. E esta subida de temperatura vai manter-se até o seu valor atingir um novo patamar, a temperatura de ebulição.

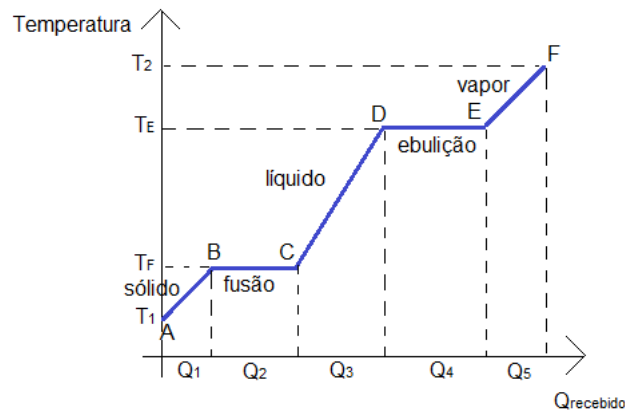


Figura 3 – Gráfico esquemático das mudanças de fase da água

A esta temperatura, 100 °C, tem início uma nova mudança de fase: a água líquida começa a passar a vapor. Bolhas de vapor surgem no interior da massa líquida sobem até à superfície livre do líquido e rebentam, deixando o vapor difundir na atmosfera ambiente. De modo análogo ao que vimos para a fusão, também aqui a temperatura se manterá constante enquanto houver líquido presente. Toda a energia que fornecemos está a ser utilizada para quebrar as ligações entre as moléculas do líquido, fazendo passar mais moléculas da fase líquida à fase de vapor.

Se o leitor quiser observar este fenómeno coloque um tacho com água ao lume e verificará que depois de algum tempo de aquecimento, surgem pequenas bolhas com origem no fundo do tacho que sobem até à superfície do líquido. Mas tome nota: estas primeiras bolhas que se vêm aparecer não são ainda vapor de água, são bolhas de ar que se encontrava dissolvido na água e que se liberta com o aquecimento, porque a solubilidade dos gases nos líquidos em geral diminui com o aumento da temperatura, portanto a água ao aquecer não consegue conter tanto ar dissolvido.

Notará também que em geral as bolhas “nascem” no fundo do tacho, e se reparar há pontos particulares onde isso acontece, que são pontos de irregularidade na superfície, onde esta se encontra riscada ou picada. Isso acontece porque esses pontos são zonas de concentração das linhas de fluxo de calor, e são, portanto, pontos onde a temperatura aumenta mais do que no resto da superfície, chegando primeiro à temperatura de ebulição.

Uma outra observação que pode fazer é a seguinte: as primeiras bolhas de vapor começam a subir, mas por vezes colapsam, isto é, desaparecem antes de atingirem a superfície livre do líquido. Isto deve-se ao facto de a temperatura da água líquida não ser uniforme, sendo mais elevada na base, onde está a receber calor e onde as bolhas são geradas, e abaixo de 100 °C na parte superior, de forma que quando uma bolha encontra esta temperatura mais baixa, o vapor que a constitui condensa e a bolha desaparece. É este colapsar das bolhas de vapor que provoca o ruído que caracteriza o início da ebulição.

Se o vapor encontrar uma superfície fria, que lhe retira calor, pode regressar à fase líquida, o que se manifesta pelo

Note-se que há passagem de moléculas de líquido a vapor a temperaturas inferiores a 100 °C, mas esta evaporação ocorre apenas na superfície livre do líquido. Algumas das moléculas aí posicionadas conseguem libertar-se da atracção exercida pelas outras moléculas de líquido e afastar-se da superfície, difundindo na atmosfera vizinha. Se não existisse esta evaporação, que ocorre permanentemente a partir dos lagos, rios e mares, não existiria vapor de água no ar que respiramos.

aparecimento de gotas depositadas na superfície. A esta mudança de fase, inversa da vaporização, chamamos condensação.

As designações *gás* e *vapor* merecem uma pequena explicação. Ambas representam o mesmo estado de agregação da matéria. Usamos a palavra gás quando a substância em causa, à pressão atmosférica e a uma temperatura da ordem de 20 °C, existe no estado gasoso. Falamos de vapor quando nas condições habituais de pressão e temperatura a substância é um líquido (assim, dizemos por exemplo vapor de água ou vapor de gasolina, porque estas substâncias são líquidos nas condições normais de pressão e temperatura, enquanto chamamos gases ao oxigénio e ao hidrogénio).

Existem também substâncias capazes de passar directamente do estado sólido ao estado gasoso (chama-se a esta mudança de fase *sublimação*). É costume indicar como exemplos de substâncias que sublimam a cânfora ou a naftalina, mas em rigor a sublimação é um fenómeno mais generalizado. Todos os materiais que têm cheiro é porque sofreram sublimação, porque o nosso sistema de detecção olfactivo - a glândula pituitária - apenas é sensível a moléculas no estado gasoso. A mudança de fase inversa da sublimação é a deposição.

Há um aspecto do comportamento da água que importa referir, que é o facto de, ao

contrário do que se passa com a quase totalidade dos materiais, o gelo (água sólida) ser menos denso do que a água líquida. Uma consequência positiva é que quando grandes massas de água (rios, lagos, mares) congelam, o gelo mantém-se à superfície, constituindo um isolante que impede a solidificação da fase líquida por baixo da camada sólida, e permitindo que a vida continue na água líquida.

Outra consequência (esta doméstica, e em geral desagradável) é o que acontece a uma garrafa cheia de água deixada por esquecimento no congelador do frigorífico. Aumentando de volume ao congelar, a água vai rebentar a garrafa. O desagrado é certamente ainda maior se se tratar de uma garrafa de vinho...

Quando consideramos a vaporização, devemos notar também a grande diferença no volume entre líquido e vapor. À pressão atmosférica, o volume aumenta 1600 vezes! Para visualizar, o volume de um pacote de leite passa ao volume de uma caixa com 1 metro por 1 metro por 1,60 metros de altura.

O vídeo **Experiência 4** mostra o fenómeno inverso. A diminuição do volume causada pela condensação de parte do vapor contido na lata, provocado pelo arrefecimento súbito, provoca uma depressão no interior da lata que faz a pressão atmosférica exterior reestabelecer o equilíbrio, implodindo a lata.

A energia na mudança de fase

Para provocar o aquecimento do gelo ou da água é necessário fornecer-lhes calor. A quantidade de calor necessária para aumentar de 1 kelvin (ou 1 °C) a temperatura de 1 kg de uma substância é o *calor específico c* (a designação actual mais correcta é *capacidade térmica mássica*⁴) dessa substância, e mede-se em joule por quilograma kelvin, J/(kg · K).

Assim, para um corpo de massa m passar de uma temperatura inicial T_i para uma temperatura final T_f , é necessário fornecer-lhe uma quantidade de calor Q dada por:

$$Q = m \ c \ (T_f - T_i)$$

Quanto mais elevada a capacidade térmica mais calor é necessário para obter o

⁴ Para os gases é necessário especificar se a capacidade térmica mássica é a volume constante c_V ou a pressão constante c_P . Para os sólidos ou líquidos, essa distinção é irrelevante.

mesmo aumento de temperatura.

Os valores do calor específico para a água líquida e para o gelo são respectivamente $4186 \text{ J}/(\text{kg} \cdot \text{K})$ e $2093 \text{ J}/(\text{kg} \cdot \text{K})$.

Quando se dá a mudança de fase, já vimos que a temperatura se mantém constante enquanto existirem duas fases em presença. Daí que ao calor necessário para provocar a mudança de fase se chame *calor latente* (latente porque não se reflecte num aumento da temperatura).

Para a água, o calor latente de fusão é igual a 333 kJ/kg e o calor latente de vaporização 2256 kJ/kg . Repare-se que para passar água líquida a vapor o calor necessário é quase 7 vezes mais do que o necessário para fundir a mesma massa de gelo. O elevado valor do calor latente de vaporização da água é o que a torna especialmente apropriada para ser usada como agente extintor, “roubando” calor ao incêndio de forma muito eficaz. Isto faz também com que a vaporização e a condensação sejam processos eficientes de troca de calor em processos industriais.

ENERGIA. CALOR, TRABALHO E TEMPERATURA

Termodinâmica, Conservação, Primeira Lei, equivalente mecânico do calor, energia interna, Segunda Lei

“Estas crianças estão cheias de energia!”

Frases deste tipo, que ouvimos frequentemente, utilizam uma palavra que, embora tenha um significado muito preciso em ciência, é usada de forma pouco rigorosa na linguagem corrente.

A energia é uma propriedade da matéria, e é uma entidade que se conserva, não pode ser criada nem destruída. O princípio da conservação de energia - Primeira Lei da Termodinâmica - é um dos enunciados básicos da visão científica do mundo. A sua violação tornaria possível produzir energia a partir do nada, (um tal dispositivo responde pelo nome de moto-contínuo), o que ainda ninguém conseguiu fazer. (Portanto, quando vir uma notícia no FB a dizer que alguém inventou um carro que anda a água, não faça “Gosto” nem partilhe, porque as pessoas são demasiado crédulas!)

A energia pode aparecer sob múltiplas formas, e assim ouvimos falar e lemos sobre energia térmica, mecânica, cinética, potencial, solar, eólica, hídrica, das marés, das ondas, eléctrica, magnética, química, nuclear... Note-se que há sobreposições parciais entre alguns destes termos: quando falamos de energia eólica, isso refere-se ao aproveitamento da energia cinética do ar atmosférico - o vento - convertendo-a na energia cinética das pás da turbina que acciona o alternador que finalmente produz a energia eléctrica.

A palavra “produz” que acabou de ler, tal como o termo “produção de energia”, pode causar alguma confusão. Na realidade não se “produz” energia. O que fazemos é converter energia que existe numa dada forma noutra forma mais adequada à utilização requerida. Ao exemplo da energia eólica do parágrafo anterior, pode acrescentar-se outro relativo à energia hidroeléctrica: numa barragem é convertida a energia potencial da água acumulada na albufeira em energia cinética do caudal que passa na conduta, que é convertida em energia cinética de rotação da turbina, que está ligada ao

alternador que converte essa energia de rotação em energia eléctrica.

O conceito de energia parece-nos hoje simples porque estamos bastante habituados ao seu uso. No entanto nem sempre foi assim. Só em 1807 Thomas Young estabeleceu com rigor o significado de energia.

A primeira ideia de energia é a energia mecânica. A construção dos relógios trouxe um incentivo ao pensamento neste domínio. Afinal, um relógio é um mecanismo que transforma uma forma de energia, a energia elástica de uma mola ou a energia potencial de um peso, na energia do movimento dos ponteiros.

Consideram-se em geral duas formas de energia mecânica: potencial e cinética. A energia potencial de um corpo é uma função da posição desse corpo no campo gravítico. Na Terra, a energia potencial é dada por

$$E_p = m \ g \ h$$

onde m é a massa do corpo, g a aceleração da gravidade e h a altura do corpo em relação a um nível de referência. Quando m está em quilograma [kg], g em metro por segundo quadrado [m/s^2] e h em metro [m], a energia vem em joule [J].

Quanto à energia cinética, é dada pelo semi-produto da massa pelo quadrado da velocidade

$$E_c = \frac{1}{2} m \ v^2$$

O facto de a energia cinética depender da velocidade ao quadrado é a explicação para o perigo do excesso de velocidade no trânsito automóvel. Se dois carros, um a 40 e outro a 80 quilómetros por hora, chocarem contra uma parede, os estragos no segundo veículo serão muito maiores do que no primeiro, porque a energia cinética do carro mais rápido não é o dobro, mas sim 4 vezes a energia do mais lento! E quando se dá o choque, a energia cinética não desaparece, mas é convertida em energia de deformação da chapa da carroçaria.

Um outro conceito relevante quando se fala de energia mecânica é o de *trabalho*, definido como o *produto de uma força pelo deslocamento do seu ponto de aplicação*. Ao empurrar o carrinho no supermercado o leitor está a realizar trabalho, produto da força que exerce pela distância que o carrinho percorre. Trabalho é toda a interacção

energética que não resulta de uma diferença de temperatura. Sempre que partimos, deformamos, levantamos um objecto, estamos a exercer trabalho sobre ele.

Todos nós usamos expressões como “Hoje está muito calor” ou “Hoje faz calor”. Se repararmos estamos a utilizar a palavra “calor” como sinónimo de “temperatura elevada”.

Os corpos não contêm calor, contêm energia (usando uma terminologia mais científica “energia interna”). A utilização corrente (e pouco rigorosa) da palavra calor tem origem na Teoria do calórico, defendida por Lavoisier, que considerava o calor um fluido elástico e imponderável, que permeava todo o universo, e não podia ser criado nem destruído, mas apenas podia ser transferido dos corpos mais quentes para os corpos mais frios.

Os fenómenos mecânicos e térmicos (o trabalho e o calor) foram durante muito tempo considerados separadamente, como se não houvesse qualquer relação entre eles. Mas com as experiências de Benjamin Thompson no arsenal de Munique, estudando o calor libertado pela acção da broca no fabrico de canhões, e sobretudo com os trabalhos de Joule desenvolvidos entre 1841 e 1850, ficou estabelecida a equivalência entre trabalho e calor, implicando a rejeição da teoria do calórico.

Com um conjunto de experiências bem concebidas e conduzidas, Joule conseguiu medir o “equivalente mecânico do calor”, levando assim à rejeição do conceito de calórico e abrindo caminho ao desenvolvimento da teoria cinética dos gases. O relatório deste trabalho foi lido numa reunião da British Association em Cambridge em Junho de 1845, e nele se concluiu que a energia contida nos corpos não era um qualquer “fluido imponderável”, mas resultava do movimento das partículas elementares que constituem o corpo (Joule 1845, 1845a).

Note-se que ainda levaria mais de cinquenta anos até que a existência dos átomos fosse aceite pela generalidade da comunidade científica.⁵

O valor do chamado *equivalente mecânico do calor*, publicado por Joule em 1850 (4,159 J/cal), é notavelmente próximo do valor hoje aceite (4,186 J/cal).

⁵ A disputa entre Joule e Mayer (e respectivos apoiantes) sobre a prioridade da descoberta do equivalente mecânico do calor só mostra que a ciência é feita por humanos (com as qualidades, mas também com os defeitos inerentes).

O facto de a energia não poder ser criada nem destruída implica que, para um corpo aumentar ou diminuir a sua energia, terá que trocar energia com outro corpo, que poderá ser o meio ambiente em que o primeiro está mergulhado.

Quando essa interacção resulta de uma diferença de temperatura entre os dois corpos damos-lhe o nome de “transmissão do calor”.

Assim não é correcto dizer que um corpo contém mais ou menos calor; o que o corpo contém é energia (energia interna), e a palavra calor é utilizada para designar “energia em trânsito”.

Pode fazer-se uma analogia entre o par energia/calor e o par água/chuva. Só usamos o termo “chuva” para designar a água durante a precipitação: antes de chover são gotículas (ou cristais de gelo) constituintes das nuvens, depois de chover é água no chão.

Em que consiste esta energia interna? Como é que ela está armazenada nos corpos materiais? Sabemos que a matéria é constituída por partículas elementares, os átomos, em geral associados em moléculas. Estas moléculas estão em permanente agitação - muitas vezes falamos em agitação térmica - e este movimento molecular é energia cinética que, no caso dos fluidos, tem vários componentes: energia de translação, energia de rotação e energia de vibração. Nos sólidos a mobilidade das moléculas é muito menor, reduzindo-se à energia de vibração.

Uma molécula tem $3N$ graus de liberdade, sendo N o número de átomos que a constituem. Uma molécula linear tem 3 modos de translacção, nas direcções dos eixos de coordenadas x , y e z e 2 modos de rotação, em torno de 2 eixos perpendiculares à linha que une os átomos, porque a molécula não roda em torno do seu próprio eixo. Os modos de vibração serão então $3N-5$, o que para uma molécula de CO_2 , com 3 átomos, dá 4 modos de vibração. A molécula de água, não linear, tem 3 modos de translacção, 3 modos de rotação, pelo que terá $3N-6 = 3$ modos de vibração. A Figura seguinte mostra os diversos modos de translacção, rotação e vibração para as moléculas de N_2 , CO_2 e H_2O .

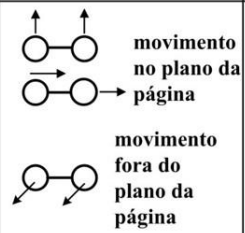
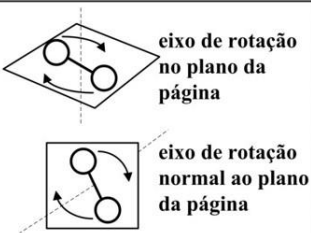
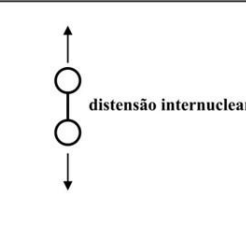
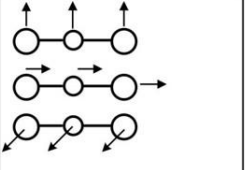
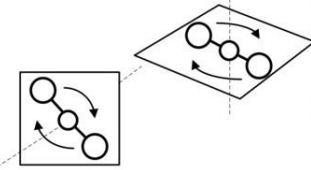
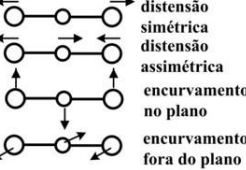
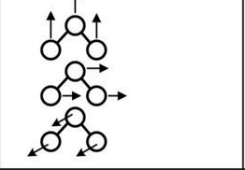
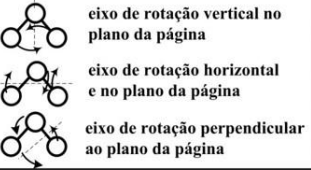

molécula	modos		
	translacional	rotacional	vibracional
diatómica N_2	 <p>movimento no plano da página</p> <p>movimento fora do plano da página</p>	 <p>eixo de rotação no plano da página</p> <p>eixo de rotação normal ao plano da página</p>	 <p>distensão internuclear</p>
triatómica linear CO_2			 <p>distensão simétrica</p> <p>distensão assimétrica</p> <p>encurvamento no plano</p> <p>encurvamento fora do plano</p>
triatómica não-linear H_2O		 <p>eixo de rotação vertical no plano da página</p> <p>eixo de rotação horizontal e no plano da página</p> <p>eixo de rotação perpendicular ao plano da página</p>	 <p>distensão simétrica</p> <p>distensão assimétrica</p> <p>encurvamento</p>

Figura 4 – Modos de translação, rotação e vibração moleculares

Temperatura é uma medida da energia cinética média das moléculas. Quando a temperatura aumenta é porque as moléculas passaram a mover-se mais rapidamente, no caso dos líquidos e gases, ou a vibrar mais energicamente, se se tratar de sólidos.

Como não é possível medir directamente a agitação das partículas elementares, então a temperatura é medida através de propriedades que se relacionam com ela. Verifica-se por exemplo que os líquidos aumentam de volume com o aumento de temperatura. Então na prática utilizamos termómetros, que são dispositivos com um pequeno depósito com mercúrio ligado a um tubo capilar. Quando o depósito é colocado em contacto com o corpo cuja temperatura queremos medir, há transferência de calor para o mercúrio, que dilata e sobe pelo tubo capilar. A dilatação é proporcional à temperatura, e a extensão da subida do mercúrio no tubo dá-nos informação sobre a temperatura.

O termómetro de mercúrio é usado para medir temperaturas próximas da temperatura ambiente. Para gamas de temperatura mais elevadas temos de usar outros

instrumentos, por exemplo termopares⁶ ou pirómetros de radiação.⁷

A justificação teórica para a medição de temperatura assenta na chamada Lei Zero da Termodinâmica, que diz que *se um corpo A está em equilíbrio térmico com um corpo B (significando que A e B estão à mesma temperatura) e o mesmo corpo A está também em equilíbrio térmico com outro corpo C, então os corpos B e C estão também à mesma temperatura.*

Antes que o leitor conclua que a Lei Zero é um enunciado trivial, pense na seguinte questão: se o João gosta da Maria, e se o António gosta da Maria, podemos concluir que o João e o António gostam um do outro?

Segundo uma afirmação atribuída a Galileu, a ciência “Mede o que é mensurável e torna mensurável o que não o é”. Cedo foi colocado o problema de uma escala numérica para quantificar “mais ou menos quente” ou “mais ou menos frio”. A escala mais utilizada actualmente é a escala Celsius (unidade grau Celsius, símbolo °C). É uma escala empírica, em que o zero corresponde à temperatura de fusão do gelo e o 100 à temperatura de ebulição da água.

No Sistema Internacional de Unidades (SI), a unidade de temperatura é o kelvin (símbolo K). Esta é uma escala absoluta, assenta numa base termodinâmica, e o zero da escala (o zero absoluto) corresponde à situação em que cessa toda a agitação térmica da matéria. Ou melhor, cessaria, porque o zero absoluto é impossível de atingir.

Para baixar a temperatura de um corpo, é necessário extrair calor desse corpo. É o que se faz num frigorífico, e esse calor extraído do interior é libertado no exterior (toque com a mão no condensador, que é aquele tubo preto que serpenteia na parte de trás do frigorífico, e verá que ele está quente). *Mas para obter essa transferência de calor do “mais frio” para o “mais quente” (ao contrário do “normal” que é o calor passar do “mais quente” para o “mais frio”), é necessário trabalho.* (Isto é a Segunda Lei da Termodinâmica em funcionamento). E o que se verifica é que, quanto mais baixa a

⁶ Um termopar é construído soldando as extremidades de dois fios de metais diferentes. Fica, portanto, um circuito fechado. Quando sujeitamos as junções a temperaturas diferentes, gera-se no circuito uma diferença de potencial proporcional à diferença de temperatura entre as junções. Depois de convenientemente calibrado, este dispositivo pode ser usado para medir temperaturas.

⁷ O pirómetro de radiação baseia-se no facto de a radiação emitida por um corpo ser proporcional à temperatura do corpo (ver mais detalhes no capítulo A RADIAÇÃO).

temperatura, mais trabalho é necessário usar por cada unidade de energia que queremos extrair. No limite, para atingir o zero absoluto, seria necessário usar uma quantidade infinita de trabalho.

Mas já se chegou bastante perto. Em 2003, investigadores no MIT atingiram uma temperatura de 450 picokelvin. Esta física das baixas temperaturas permite que se manifestem certos efeitos quânticos, que a temperaturas mais elevadas são “mascarados” pela agitação térmica, pelo que aparecem fenómenos como a superfluidez - alguns líquidos tornam-se superfluidos, sem viscosidade - ou a supercondutividade - alguns metais deixam de ter resistência eléctrica, tornando-se supercondutores.

Mas isto já nos levou bem longe da vela por onde começámos, pelo que vamos regressar ao nosso mundo mais “normal”.

A relação entre as escalas Celsius e absoluta é simples:

$$[K] = [^{\circ}C] + 273,15 \quad [^{\circ}C] = [K] - 273,15$$

O valor de uma diferença de temperatura em graus Celsius é naturalmente igual ao valor da mesma diferença em kelvin.

Nos Estados Unidos da América (e em mais meia dúzia de pequenos países) usa-se normalmente a escala Fahrenheit, na qual as temperaturas de fusão do gelo e de ebulição da água são respectivamente 32 °F e 212 °F. Associada à escala Fahrenheit existe também uma escala absoluta - a escala Rankine ($[^{\circ}R] = [^{\circ}F] + 459.67$).

Mais informação sobre o Sistema Internacional de Unidades e as suas alterações mais recentes no capítulo UNIDADES.

REACÇÕES QUÍMICAS

Reagentes, produtos, estequiometria

Uma reacção química é uma transformação em que partimos de uma ou mais substâncias - os reagentes - e chegamos a outras substâncias - os produtos da reacção.

De uma forma simplificada, podemos considerar que a reacção consiste na separação das moléculas dos reagentes nos seus átomos constituintes e no reagrupar desses átomos de maneira diferente, formando novas moléculas, que são os produtos.

Usando uma analogia, uma criança a brincar com legos é como uma reacção química. As peças individuais representam os átomos. Quando a criança desmancha um carrinho e uma casa que tinha construído e usa os blocos para construir um avião, é como se o carrinho e a casa fossem moléculas de reagentes e o avião o produto da reacção. Mas os blocos básicos - os “átomos” - não se alteraram durante a “reacção”.

Portanto, numa reacção química não há conservação das moléculas, mas há conservação dos átomos.

Esta descrição é assumidamente um modelo muito rudimentar do que é uma reacção química, porque em geral não há uma passagem directa das moléculas dos reagentes às dos produtos, mas essa passagem dá-se através de reacções intermédias, com a criação e destruição de várias espécies químicas.

Esta dicotomia “modelo global” vs “modelo detalhado” de uma reacção química tem uma analogia na análise que podemos fazer de uma fábrica, por exemplo, de frigoríficos. Se olharmos de fora, a fábrica tem um portão de entrada por onde entram os “reagentes” - matérias primas, como chapas metálicas, tubos, motores eléctricos, compressores, e tem um portão de saída, por onde saem os “produtos da reacção” - frigoríficos, em direcção aos locais de venda ao público. Esta visão corresponde ao modelo global da “reacção de produção de frigoríficos”. Mas se quisermos adquirir

conhecimento sobre o “mecanismo” dessa reacção temos de entrar na fábrica, e ver a forma como as chapas são estampadas e montadas para fazer a caixa e a porta, como os tubos são dobrados, assistir à montagem do grupo compressor e à carga do circuito com o fluido frigorífico, resumindo, todas as operações necessárias para que resulte um frigorífico que baste ligar à corrente para ficar a funcionar.

Numa reacção química os reagentes podem estar nas proporções requeridas para serem totalmente consumidos durante a reacção, e a reacção terminar apenas com a presença dos produtos, ou pode acontecer que haja excesso de um dos reagentes. No caso em que os reagentes desaparecem completamente, dizemos que a proporção era *estequiométrica*, ou que a mistura (dos reagentes) era estequiométrica. Se a reacção não for estequiométrica, aparecerá entre os produtos parte do reagente em excesso.

De entre as inúmeras reacções químicas que ocorrem, espontaneamente na natureza ou provocadas pelo homem, uma das mais importantes é a combustão, que será o tema do capítulo seguinte.

COMBUSTÃO E COMBUSTÍVEIS

Redox, oxidação, redução, energia de activação, poder calorífico, classes de fogo, ponto de inflamação, pirólise, taxa de reacção

Começamos com uma definição formal: Combustão é uma reacção química entre um combustível e um comburente (ou oxidante), auto-sustentada e com capacidade de propagação através do espaço. A combustão faz parte de uma classe de reacções químicas que dantes se designavam por reacções de oxidação, e que hoje são conhecidas como reacções *redox*.⁸

No início, a palavra oxidação referia-se à reacção de uma substância com oxigénio donde resultava a formação de um óxido. (A substância que reagia era oxidada). Depois o conceito foi alargado para incluir reacções semelhantes, mas sem oxigénio, havendo outras substâncias, como o cloro ou o ácido nítrico, a desempenhar o papel daquele.

Mais modernamente, o significado de oxidação corresponde a processos que envolvam perda de electrões.

Mas como se trata de um jogo de soma nula, se há um que perde electrões tem de haver outro (o agente oxidante) que os ganha. Portanto este agente oxidante é reduzido.

A origem do termo redução está na perda de peso que sofria um mineral quando era aquecido para extrair o metal. Ou seja, o minério era *reduzido* a metal. Lavoisier mostrou que essa perda de peso correspondia à perda do oxigénio contido no óxido. Redução significa hoje qualquer processo que envolva ganho de electrões.

Em todos os casos que nos interessam, podemos dizer que o que caracteriza a reacção de combustão é ser *exotérmica*, isto é, libertar energia sob a forma de calor (muitas vezes acompanhada pela emissão de luz). É esta libertação de energia, que se

⁸ Redox é uma palavra construída a partir de redução e oxidação.

manifesta na elevada temperatura dos produtos da combustão, a principal razão pela qual utilizamos esta reacção química.

E a combustão aparece na produção de energia eléctrica (temos centrais a carvão, a fuel, a gás natural), nas diversas industrias (metalurgia, cimentos, cerâmica, vidro...), nos transportes (terrestres, marítimos, aéreos), no conforto (aquecimento ambiente, água quente, cozinha). Mas como “não há bela sem senão”, temos também o reverso da medalha: a poluição (principalmente atmosférica), a contribuição para as alterações climáticas, os incêndios e explosões (combustão não controlada).

Os combustíveis

O que torna os combustíveis substâncias tão especiais?

Podemos considerar que as moléculas de combustível contêm energia – denominada energia química – que, em condições apropriadas, é libertada.⁹ No capítulo O TRIÂNGULO DO FOGO vemos que essas condições implicam a coexistência do combustível com oxigénio e a presença da energia de activação.

Essa energia armazenada nos combustíveis é quantificada numa propriedade a que chamamos Poder calorífico: *a quantidade de calor libertada na combustão completa de um quilograma (ou um metro cúbico, para combustíveis gasosos) de combustível, em condições especificadas.*

A Tabela 1 apresenta o poder calorífico de algumas substâncias¹⁰.

⁹ O análogo mecânico será uma mola que quando comprimida tem energia armazenada. Logo que se solta a mola, essa energia é libertada e produz o efeito de percussão pretendido.

¹⁰ Como praticamente todos os combustíveis contêm hidrogénio (a única excepção relevante é o monóxido de carbono), a oxidação deste hidrogénio produz água. O calor libertado na combustão é *maior* se essa água estiver na fase líquida do que se se encontrar na fase de vapor (porque ao calor libertado estritamente pela reacção de combustão há que adicionar o calor latente de condensação dessa água nos produtos). Assim, no primeiro caso temos o *Poder calorífico superior* (PCS), enquanto no segundo se fala de *Poder calorífico inferior* (PCI). Este é o valor mais utilizado, porque em geral a temperatura final dos produtos na combustão é tal que a água se encontra na fase de vapor.

Tabela 1

Poder calorífico de algumas substâncias	
Manteiga	38 600 kJ/kg
Madeira	17 000 kJ/kg
Algodão	17 600 kJ/kg
Farinha	17 000 kJ/kg
Lã	23 000 kJ/kg
Açúcar	17 000 kJ/kg
Carne magra	24 000 kJ/kg
Nylon	29 300 kJ/kg
Cloreto de polivinilo (PVC)	20 900 kJ/kg
Borracha sintética	39 800 kJ/kg
Alumínio	31 400 kJ/kg
Ferro	7 500 kJ/kg
Álcool a 90°	23 000 kJ/kg
Gasolina	44 000 kJ/kg
Azeite	39 800 kJ/kg
Butano	127 700 kJ/m ³
Gás natural	34 300 kJ/m ³
Propano	99 800 kJ/m ³
Hidrogénio	10 800 kJ/m ³

E como adquirem as moléculas de combustível essa energia? Em relação ao primeiro combustível usado pela humanidade, a madeira, no capítulo FOTOSSÍNTESE mostramos como isso acontece.

Pensando noutros combustíveis, o carvão (mineral) é o resultado da transformação de matéria vegetal morta, que numa primeira fase dá origem à turfa. Ao longo de milhões de anos, soterrada por camadas sedimentares, sujeita a pressões e temperaturas elevadas, esta turfa dá lugar a carvões de qualidade mais elevada (lenhite, hulha e antracite).

Quanto ao petróleo e gás natural, eles derivam de uma lenta evolução de matéria orgânica (essencialmente plâncton) que se acumulou e sobre a qual sucessivos sedimentos se foram depositando.

Assim, em última análise, a energia de todos os combustíveis naturais tem como origem o Sol.

O petróleo bruto é uma mistura de hidrocarbonetos. Quando sujeito a destilação

fraccionada nas refinarias dá origem a uma enorme gama de substâncias, desde as gasolinas e outros combustíveis até aos plásticos e produtos farmacêuticos.

O principal constituinte do gás natural é metano (tipicamente acima de 90 por cento). Contém depois outros hidrocarbonetos, nitrogénio, CO₂...

A composição, quer do petróleo bruto quer do gás natural, varia consoante a zona de extracção.

As classes de fogo

Para seleccionar os agentes extintores mais adequados às diversas situações de incêndio, existe uma norma, a NP EN 2, de 1993 e um aditamento, a NP EN 2:1993/A1, de 2005, que estabelecem as chamadas Classes de Fogo. A Figura seguinte mostra essas classes. A próxima vez que vir um extintor pendurado na parede repare nos símbolos que ele apresenta no rótulo.






Classes de Fogo	Descrição
	Fogos que resultam da combustão de materiais sólidos, geralmente de natureza orgânica, a qual se dá normalmente com a formação de brasas.
	Fogos que resultam da combustão de líquidos e sólidos liquidificáveis.
	Fogos que resultam da combustão de gases.
	Fogos que resultam da combustão de metais.
	Fogos envolvendo produtos para cozinhar em aparelhagem de cozinha.

Figura 5 – As classes de fogo

Exemplos de combustíveis em fogos da Classe A são a madeira, o carvão, papel, têxteis... Na Classe B podemos ter éteres, álcoois, cetonas, vernizes, gasolinas, pomadas, solventes, ceras. Os gases na Classe C incluem o metano, butano, propano, acetileno, hidrogénio, etc. Na Classe D os combustíveis podem ser sódio, potássio, magnésio, ferro, e outros metais. Finalmente na Classe F podem arder óleos e gorduras

vegetais ou animais.

Vamos ver como ardem os diversos tipos de combustível e por uma questão de arrumação lógica começamos pelos gases.

As moléculas de um gás possuem grande liberdade de movimento, pelo que é relativamente fácil às moléculas de um combustível gasoso encontrar as moléculas de oxigénio com as quais podem reagir. Assim a combustão dos gases dá-se com muita facilidade, e uma fuga de um gás combustível é um acidente grave devido por um lado à rápida difusão do gás e por outro à facilidade com que pode entrar em combustão, se encontrar uma fonte de ignição.

A combustão dos gases será tratada mais em detalhe no capítulo O QUE É UMA CHAMA?

Quanto aos combustíveis líquidos, eles não ardem enquanto líquidos, mas é sempre o seu vapor que entra em combustão. Para caracterizar a facilidade de inflamação de um combustível líquido define-se o *ponto de inflamação* ou *temperatura de inflamação* ("flash point" na nomenclatura em língua inglesa), que é a temperatura mais baixa a que deve estar o líquido para que o seu vapor se inflame na presença de uma fonte de ignição.

O gasóleo tem um ponto de inflamação da ordem de 70 °C, enquanto o da gasolina é da ordem de - 40 °C. Significa isto que à temperatura ambiente o gasóleo não liberta vapor suficiente para ser inflamado; se tivermos uma taça com gasóleo, podemos apagar nele um fósforo aceso, como se se tratasse de água. O mesmo não se passa com a gasolina: o mesmo fósforo aceso inflamará imediatamente o vapor de gasolina, e a combustão vai manter-se porque o líquido continuará a produzir vapor. Para podermos fazer com a gasolina o mesmo que fazemos com o gasóleo teríamos de fazer a experiência na Sibéria ou na Antárctida, onde a temperatura ambiente estivesse abaixo de - 40 °C!

Pode parecer estranho que haja uma Classe A para "materiais sólidos" e uma Classe D para metais. Então os metais (com a excepção do mercúrio) não são sólidos?

A razão principal, se nos lembrarmos do objectivo das classes de fogo, é que os *agentes extintores para fogos em metais não podem ser os mesmos* que se utilizam para fogos da Classe A, em particular a água. A afinidade dos metais pelo oxigénio é tal

que, quando incandescentes, conseguem arrancar o oxigénio à molécula de água, deixando livre o hidrogénio. No capítulo DIVIDIR PARA QUEIMAR, falaremos mais um pouco sobre a combustão de metais.

A Classe F, que foi adicionada à Norma em 2005, tem também a ver com a utilização de agentes extintores específicos para estes tipos de fogos (que em inglês são designados por “kitchen fires”).

Limitando-nos agora aos fogos da Classe A, vamos tomar como exemplo a madeira. Pela nossa experiência, pelo menos a que resulta de estarmos sentados à frente de uma lareira, sabemos que a combustão da madeira pode fazer-se na forma de chamas ou de brasas. Uma chama é uma reacção de combustão em fase gasosa, onde tanto o combustível como o oxidante são gases; as brasas são a face visível de uma reacção de combustão em fase sólida, em que o oxigénio difunde até à superfície do combustível sólido, onde tem lugar a reacção química. Quando aparecem umas e outras?

O principal constituinte da madeira é a celulose, um polímero constituído por moléculas de glucose, representada pela fórmula $C_6H_{12}O_6$.

Quando existe um processo de aquecimento ao abrigo do ar estamos em presença de uma reacção de pirólise. Para a celulose, esta pirólise pode ocorrer de duas formas, ou através de dois caminhos, como se pode ver na Figura 6.

Pelo caminho superior (1), uma molécula de celulose decompõe-se em 6 moléculas de monóxido de carbono (CO) e 6 de hidrogénio (H_2). Pelo caminho alternativo (2), a mesma molécula de celulose liberta 6 moléculas de água (H_2O), ficando um resíduo de 6 átomos de carbono (C).

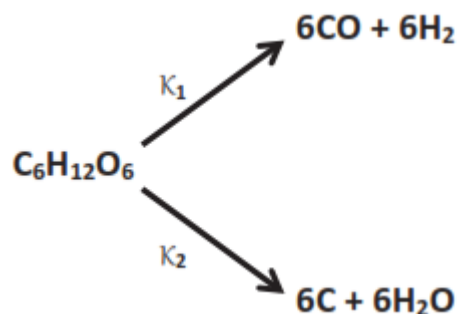


Figura 6 – Os caminhos da pirólise da madeira

Os produtos que resultaram do caminho 1 reagindo com oxigénio vão dar dióxido de carbono e água. Em resultado do caminho 2 da pirólise, o único combustível é o carbono, que combinando-se com oxigénio vai dar CO₂ (Figura 7).

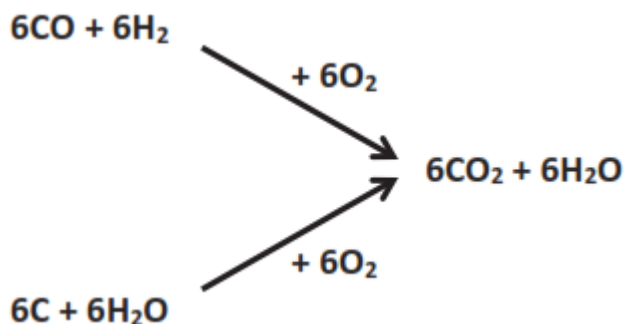


Figura 7 – Combustão dos produtos da pirólise

Então se os produtos finais da combustão são os mesmos, CO₂ e H₂O, qual a diferença entre os dois caminhos da pirólise?

Observando a Figura 6, vê-se que pelo caminho 1, os produtos da pirólise são gases, monóxido de carbono (CO) e hidrogénio (H₂). Pelo caminho 2 os produtos são carbono (C), um sólido, e vapor de água (H₂O), não combustível.

A combustão dos produtos após o caminho 1 é uma combustão em fase gasosa, logo existem chamas. As moléculas de CO e H₂ são livres para se moverem ao encontro das moléculas de oxigénio, e dá-se a combustão com chama.

Na sequência do caminho 2, os átomos de carbono, que estão na matriz sólida, não são livres para se moverem, e é o oxigénio que tem que difundir até à superfície do tronco para reagir com o carbono, tendo lugar uma reacção em fase sólida, combustão sem chama. As brasas são a incandescência resultante da combustão.

E em que condições predomina uma ou outra situação?

A Figura 8 representa a velocidade da reacção de pirólise em função da temperatura para os dois caminhos considerados.

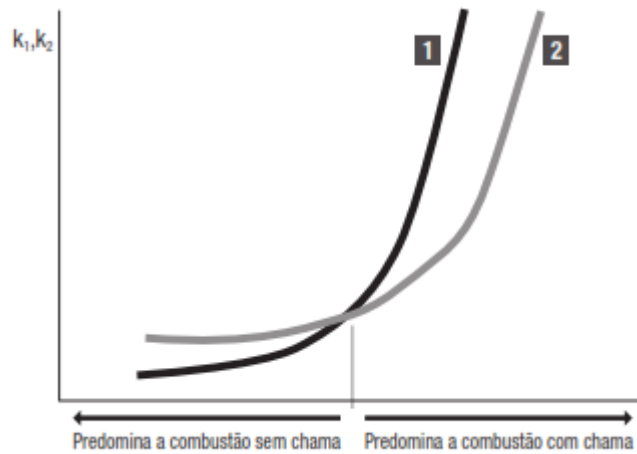


Figura 8 – Taxas de reacção em função da temperatura para os dois caminhos da pirólise

Ambas as velocidades são exponenciais crescentes em função da temperatura, mas podemos ver que para temperaturas mais baixas predomina k_2 , e para temperaturas mais altas k_1 . E isto corresponde à nossa experiência a “conduzir” uma lareira: se activarmos a combustão, aumenta a temperatura e aparecem as chamas; se diminuirmos a ventilação, a intensidade da combustão amortece, a temperatura diminui e em breve teremos apenas brasas.

O TRIÂNGULO DO FOGO

Combustível, comburente, energia de activação, ignição, extinção, barreira de potencial

O triângulo do fogo é uma figura que aparece em todos os livros não especializados sobre fogo e combustão. Ao contrário de outros triângulos ou trindades, não tem nada de místico; indica apenas os três factores que devem estar presentes para que a combustão possa ocorrer. E esses factores são o *combustível*, o *comburente* (ou oxidante), e a *energia de activação*.



Figura 9 – O triângulo do fogo

Mas o que vem a ser isso de energia de activação? Então para haver um fogo não preciso apenas de combustível e oxigénio?

Se assim fosse, tudo o que pode arder já teria ardido. Desde as florestas ao recheio das nossas casas, por todo o lado vemos materiais combustíveis rodeados de ar (que contém oxigénio).

Numa perspectiva microscópica, que é o nível onde as coisas acontecem, as reacções químicas ocorrem na sequência de choques entre moléculas. Se pensarmos numa mistura de um gás combustível e ar dentro de um reservatório, podemos visualizar as moléculas como partículas em movimento incessante, chocando entre si e com as paredes do reservatório. As moléculas possuem energia sob diversas formas:

translação, rotação, vibração e electrónica.

Para que no choque entre duas (ou mais) moléculas tenha origem uma reacção química é necessário, entre outros factores, que a energia cinética das moléculas reagentes esteja acima de um certo limiar ou patamar.

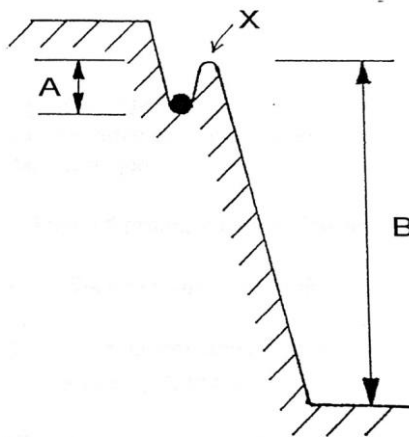


Figura 10 – Representação esquemática da energia de activação

A *energia de activação* é a energia que se fornece a um conjunto inicial de moléculas, suficiente para iniciar uma reacção em cadeia, na qual as moléculas dos produtos da primeira geração são suficientemente energéticas para provocar a reacção de uma segunda geração e assim sucessivamente. Esta energia de activação é em geral concretizada através de um aumento localizado da temperatura (faísca eléctrica, chama piloto, etc.)

A energia de activação corresponde desta forma a uma barreira de potencial (A) que os reagentes têm que ultrapassar para atingirem um nível de energia mais elevado (estado activado X); este estado activado é instável e dá-se a reacção química, com a libertação de energia (B) característica da combustão.

Esta energia de activação é, no início, fornecida ao sistema a partir do exterior: o fósforo com que acendemos a lareira, a faísca que fazemos saltar no isqueiro. Poderia pensar-se que, uma vez iniciada a combustão, já não havia necessidade de energia de

activação. Mas não é assim. Quando o material começa a arder, é agora uma pequena parte da energia libertada na combustão que vai servir de energia de activação para que o combustível ainda não queimado possa reagir com o oxigénio à volta. Note-se que o valor da energia de activação (A) é muito menor do que a energia libertada na combustão (B).

O triângulo do fogo é um dispositivo útil para visualizar as diversas formas de ignição, ou de início da combustão.

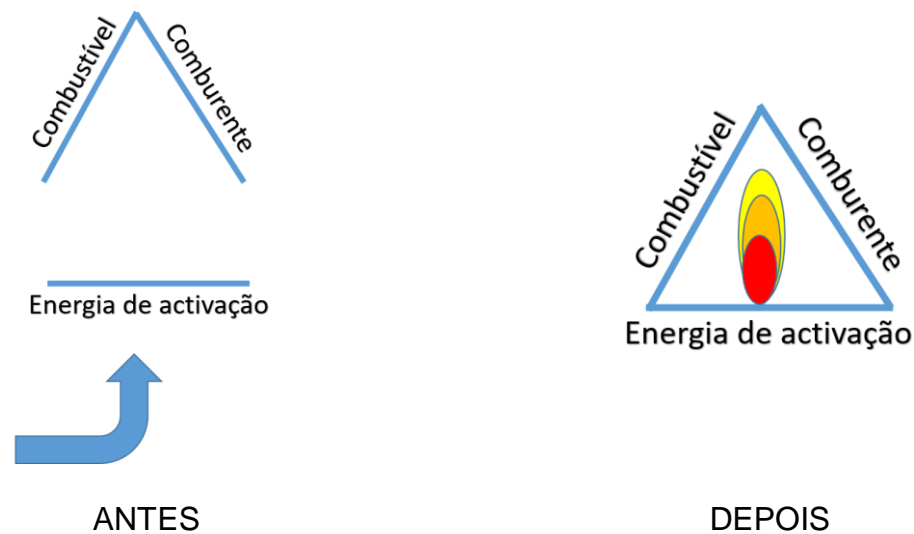


Figura 11 – Ignição: juntar energia de activação

A forma mais corrente de iniciar a combustão é quando juntamos a energia de activação aos dois lados já existentes – combustível e comburente. O fósforo que usamos para acender a lareira, a faísca eléctrica que salta dentro do cilindro do motor e inflama a mistura são exemplos desta forma de ignição.

Seja agora uma outra situação, um automóvel no qual o tubo que traz a gasolina do depósito para o motor desenvolve uma fissura, dando origem a um derrame de combustível sobre o motor.



Figura 12 – Ignição: juntar combustível

Temos 2 lados do triângulo: a energia, materializada no bloco do motor quente, e o ar à volta do motor. Juntamos o terceiro lado – o combustível – e tem início um incêndio.

No contexto de incêndios urbanos, acontece por vezes a acumulação de voláteis combustíveis nas zonas altas do edifício, como sótãos. Temos, portanto, combustível, e energia de activação, contida nos próprios gases, pelo facto de estarem a elevada temperatura. A entrada súbita de ar – uma porta que se abre, ou uma janela cujos vidros se partem – provoca o início súbito da combustão, que num espaço confinado assume muitas vezes as características de uma explosão, concretizada no aumento significativo da pressão.



Figura 13 – Ignição: juntar comburente

O triângulo do fogo permite também visualizar situações típicas de extinção da combustão.

Quando temos um fogão de gás aceso, a funcionar, isso corresponde a ter o triângulo

do fogo completo. Se rodarmos o botão, cortando o acesso do gás ao queimador, estamos a retirar ao triângulo o lado “combustível”, o que provoca a extinção do fogo.

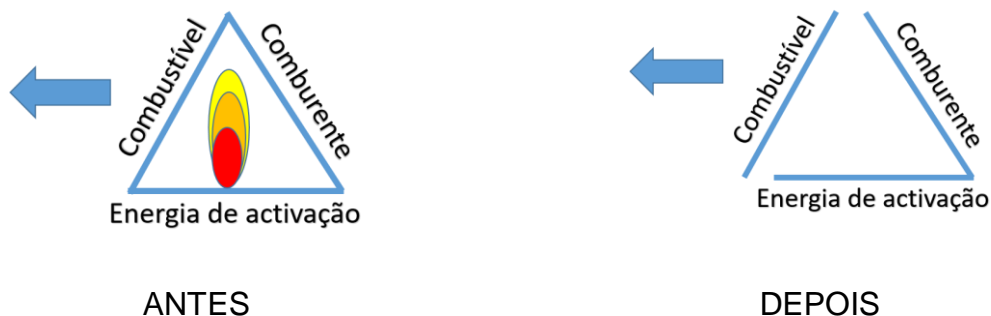


Figura 14 – Extinção: retirar combustível

Podemos também visualizar a retirada do comburente (na grande maioria dos casos oxigénio do ar). Quando colocamos uma tampa numa frigideira cujo conteúdo pegou fogo, ou quando lançamos areia ou terra sobre uma fogueira acesa, estamos a cortar o acesso de oxigénio à zona da combustão. É o que designamos por *asfixia* ou *abafamento*.



Figura 15 – Extinção: retirar comburente

A terceira hipótese, retirar a energia de activação, verifica-se quando utilizamos a água como agente extintor: a água tem um calor latente de vaporização muito elevado (necessita muita energia para passar de líquido a vapor) e esta energia é “roubada” ao fogo, retirando-lhe assim a energia de activação necessária para dar continuidade à combustão.

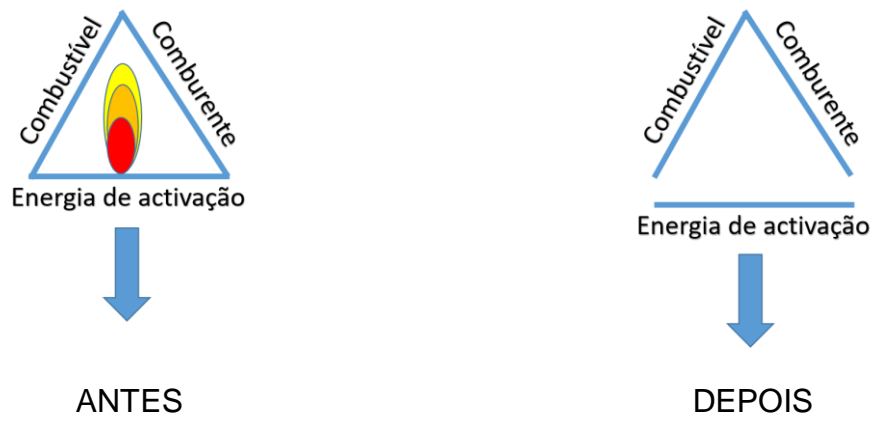


Figura 16 – Extinção: retirar energia de activação

TRANSMISSÃO DO CALOR

Como já vimos, a transmissão do calor é um processo de transferência de energia que acontece devido a uma diferença de temperatura. A transmissão do calor ocorre de três modos: condução, convecção e radiação.

Tanto a condução como a convecção necessitam de um meio material. A condução é o modo dominante nos materiais sólidos, e a convecção é o transporte de energia por um fluido, líquido ou gás, em movimento.

A radiação, pelo contrário, não necessita de qualquer meio material. Até é mais eficiente quando se dá através do vácuo. A Terra recebe radiação vinda do Sol, que viaja através de quase 150 milhões de quilômetros de vácuo interplanetário.

Os 3 capítulos seguintes tratam separadamente de cada um destes modos de transmissão de calor - condução, convecção e radiação - e serão seguidos por um capítulo onde discutiremos algumas situações em que temos mais do que um modo em simultâneo, bem como outras que envolvem mudança de fase.

A CONDUÇÃO

Mecanismo da condução, condutividade térmica

Um acidente que ocorre com alguma frequência na cozinha são as queimaduras. Pegar na asa ou no cabo de um recipiente que esteve algum tempo ao lume e largá-lo rapidamente porque nos queimamos faz parte da experiência de qualquer cozinheiro. E por que fica quente a asa do tacho?

A condução do calor consiste no transporte de energia principalmente através da vibração das moléculas. Podemos dizer que se trata de um mecanismo envolvendo a interacção “molécula a molécula”. É predominante nos materiais sólidos. As moléculas nos sólidos ocupam posições relativamente fixas umas em relação às outras, podendo vibrar em torno das suas posições de equilíbrio. E essa vibração, essa agitação térmica, propaga-se às moléculas vizinhas.

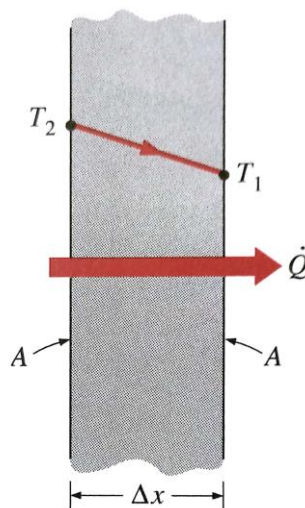


Figura 17 – Condução do calor numa parede

Podemos pensar na parede de um forno. O gás que constitui a atmosfera do forno, estando a elevada temperatura, é constituído por moléculas com uma energia cinética

média elevada. Quando estas moléculas chocam com a face interna da parede, comunicam parte dessa energia à primeira camada de moléculas da parede, onde é armazenada através de um aumento da energia de vibração. Esta primeira camada, vibrando mais intensamente, comunica parte dessa energia à segunda camada, e assim por diante; é desta forma que a energia se vai propagando através da parede.

Nos metais, existe um mecanismo adicional que é o transporte por meio dos electrões livres, que são electrões que não estão ligados a nenhum átomo em particular e circulam pela massa metálica. São também estes electrões os vectores da corrente eléctrica. Mas enquanto na corrente eléctrica a força que os faz mover é a diferença de potencial (eléctrico) entre as extremidades do condutor, na condução do calor é o facto de os que estão na extremidade a temperatura mais elevada estarem mais “agitados”, e essa agitação se difundir na direcção da extremidade mais fria. Corpos bons condutores de electricidade são geralmente bons condutores de calor e inversamente.

Para podermos comparar os diversos materiais em relação à facilidade com que o calor passa através deles por condução, usa-se uma propriedade que é a *condutividade térmica*.

Definição de condutividade térmica

Se tivermos uma parede com um metro de espessura, e entre as duas faces uma diferença de temperatura de 1 grau, a energia que passa por unidade de tempo (potência calorífica) por metro quadrado de parede é a condutividade térmica do material. As unidades da condutividade térmica são Watt por metro kelvin, $W/(m \cdot K)$.

É interessante ver como se comparam os valores da condutividade térmica para diferentes materiais. A Tabela 2 apresenta gamas de valores da condutividade térmica para sólidos, líquidos e gases.

Tabela 2			
Conduktividades térmicas [W/(m.K)]			
Gases	0,01	a	0,07
Materiais isolantes	0,024	a	0,17
Madeira	0,05	a	0,17
Líquidos	0,07	a	0,7
Tijolo, betão, gesso	0,35	a	35
Materiais refractários	0,9	a	17
Metais e ligas	17	a	415

Embora o mecanismo físico (propagação por meio da energia de vibração das moléculas) exista em qualquer dos três estados de agregação da matéria, ele é mais importante (e praticamente o único a ter em conta) para os materiais sólidos. Para os fluidos (líquidos e gases), a condução é apenas importante junto a superfícies sólidas, pois o fluido, uma vez aquecido (ou arrefecido), move-se, transportando consigo a energia que adquiriu (ou perdeu) junto à parede. É a este mecanismo que chamamos convecção.

A Tabela 2 mostra ainda que os gases têm valores da condutividade térmica substancialmente inferiores aos líquidos e sólidos. Se examinarmos alguns dos materiais isolantes utilizados actualmente (cortiça, polistireno...), veremos que são materiais porosos, e que é de facto o ar encerrado nos poros o grande responsável pela baixa condutividade do material. A função do sólido é impedir o ar de circular e, portanto, impedir que transfira calor por convecção.

Os pêlos de grande parte dos mamíferos e as penas das aves constituem uma protecção desses animais contra o frio, porque o ar existente entre os pêlos e entre as penas constitui um eficiente isolador térmico.

A roupa que usamos contribui de forma mais ou menos eficaz para nos proteger contra o frio, porque dificulta a perda de calor do nosso corpo para o ambiente a temperatura mais baixa.

A condução é importante na propagação da combustão em combustíveis sólidos, como um tronco de madeira. É o aquecimento do interior do tronco que vai provocar a libertação dos voláteis que vão alimentar as chamas à superfície.

A CONVECÇÃO

Difusão molecular, impulsão, camada limite térmica, coeficiente h, convecção natural, convecção forçada

Pense o leitor num vulgar aquecedor a óleo (convector) a funcionar dentro de uma sala.

A camada de ar adjacente à superfície do aquecedor vai ser aquecida por condução. Mas ao contrário de um sólido, em que as moléculas constituintes ocupam posições mais ou menos fixas numa rede cristalina, as moléculas de um fluido podem mover-se livremente. Assim, o ar junto ao aquecedor, cuja temperatura aumenta, fica menos denso do que o ar à volta, e em consequência sujeito a uma força de impulsão que o faz subir. Ar mais frio vem em seguida ocupar o espaço deixado livre pelo que se afasta. Desta forma contínua, a convecção transporta energia para toda a sala.

O que importa salientar é que esse transporte de energia é feito pela movimentação de uma parcela macroscópica de um fluido, e não pelo movimento caótico das moléculas do fluido. A este último fenómeno no domínio microscópico chamamos *difusão molecular*.

A energia transportada pelo fluido foi em geral recebida de uma superfície sólida que se encontrava a uma temperatura superior à do fluido, mas também pode ser energia libertada por um material a arder.

O fluido pode também fornecer calor a uma superfície mais fria. Nesse processo arrefece, fica mais denso e tende a descer.

Regressando ao caso inicial do ar aquecido a subir. De onde vem esta "força de impulsão" que faz subir o ar quente?

A resposta é simples, embora não seja óbvia: a gravidade.

Mas então a gravidade que faz cair as coisas para o chão faz subir os gases quentes?

A Figura 18 mostra esquematicamente uma chaminé por onde se faz a exaustão dos gases quentes de uma câmara de combustão. À esquerda, a traço interrompido, temos

um volume virtual igual ao da chaminé, delimitando o ar que vai entrar na câmara de combustão.

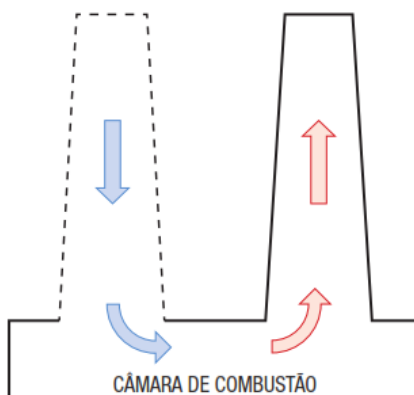


Figura 18 – Ilustração da convecção natural

Supondo que a temperatura média no interior da chaminé é 250 °C e o ar ambiente está a 20 °C, tiramos de uma tabela a massa volúmica do ar para esses 2 valores de temperatura, que é respectivamente 0,674 e 1,210 kg/m³. Se a chaminé tiver 15 metros de altura e um diâmetro médio de 2 metros, o seu volume interior será $(\text{Pi} \times 2^2 / 4) \times 15$, aproximadamente 47 m³.

Multiplicando o volume da chaminé pela massa volúmica do ar a 250 °C obtemos a massa de gases e fumo na chaminé, que será cerca de 31,7 kg (note-se que estamos a fazer uma aproximação, considerando que é ar que enche a chaminé).¹¹ O mesmo volume de ar frio pesará aproximadamente 56,9 kg.

Visualizando a chaminé real e a virtual como dois pratos de uma balança, a diferença é cerca de 25,2 kg¹², que é a força de impulsão que “empurra” os gases quentes.

A convecção de que temos vindo a falar designa-se *convecção natural*, porque o movimento do fluido é provocado por diferenças de densidade no seio do próprio fluido, isto é, o movimento não é imposto do exterior. Quando isso acontece, estamos em

¹¹ Em cálculos aproximados, é corrente aplicar as propriedades do ar aos produtos da combustão. O erro não é muito grande, devido à quantidade de nitrogénio na composição do ar (cerca de 4/5 em volume). Esse nitrogénio não participa na combustão e vai aparecer na totalidade do lado dos produtos.

¹² Sobre a utilização de quilogramas para exprimir peso, ver o capítulo MASSA E PESO.

presença de *convecção forçada*.

Quando temos um líquido ou um gás em contacto com uma superfície a temperatura diferente, há uma zona onde a temperatura do fluido passa do valor uniforme que tem longe da superfície para o valor na superfície. A esta zona, adjacente à superfície, chama-se *camada limite térmica*. A Figura mostra o perfil de temperatura numa camada limite térmica para um caso em que a temperatura do fluido (T_∞) é superior à temperatura da superfície (T_s). A espessura da camada limite térmica é δ_t .

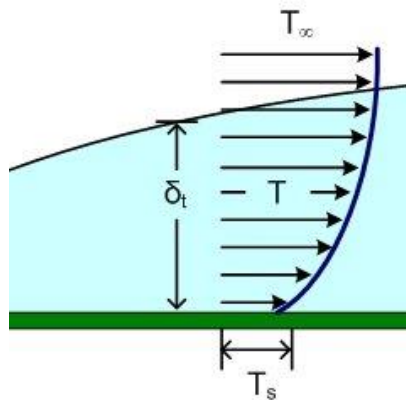


Figura 19 – Camada limite térmica

Todos conhecemos a diferença entre um dia frio sem vento e com vento. Ainda que a temperatura do ar seja a mesma (a temperatura fornecida pelo Instituto Português do Mar e da Atmosfera é medida por termómetros protegidos do vento) a sensação que temos é diferente. Se o ar estiver calmo, o nosso corpo perde calor por convecção natural, a camada de ar adjacente ao corpo aquece e sobe e o ar frio vem ocupar o lugar do ar que se deslocou.

A Figura 20 é uma visualização da camada limite térmica em volta de uma cabeça.

Mas isto acontece a velocidade relativamente baixa. Pelo contrário, se estiver vento, o ar que aquece com o calor libertado pelo nosso corpo é rapidamente afastado e substituído por ar mais frio, que por sua vez aquece e se afasta. A taxa de perda de calor é maior neste caso, e como a sensação de frio é dada pela velocidade a que

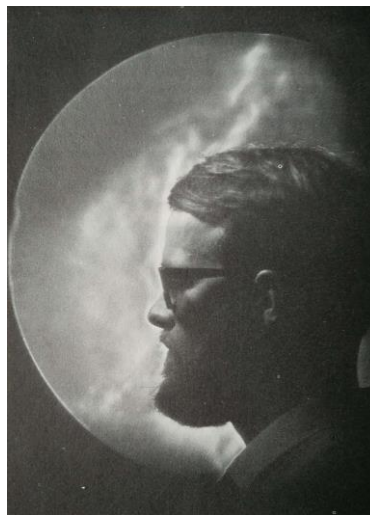


Figura 20 – Convecção natural em volta de uma cabeça

perdemos calor, sentimos mais frio quando está vento, e tanto mais quanto maior for a velocidade do vento. Isto leva ao conceito de temperatura sentida que, se houver vento, difere da temperatura do ar. A Tabela 3 mostra o que seria a temperatura sentida para uma temperatura do ar de 5 °C e diversas velocidades do vento.

Tabela 3						
Temperatura sentida (temperatura do ar = 5 °C)						
Velocidade do vento	m/s	2	3	4	5	6
	km/h	7	11	14	18	22
Temperatura sentida		4 °C	1 °C	-1 °C	-2 °C	-4 °C

A taxa de transferência de calor por convecção (energia transferida por unidade de tempo \equiv potência calorífica), seja natural ou forçada, é obtida através da expressão

$$q = A h (T_s - T_f)$$

onde

q = potência calorífica transferida, W

A = área de contacto, m²

h = coeficiente de transmissão de calor por convecção, W/(m² · K)

T_s = temperatura da superfície, K

T_f = temperatura do fluido longe da superfície, K

O coeficiente h é determinado experimentalmente para diversas configurações superfície / fluido. A Tabela 4 mostra alguns valores típicos do coeficiente de transmissão de calor por convecção.

Gammas de valores do coeficiente de transmissão de calor por convecção	
Modo de convecção e fluido	h W/(m ² · K)
Convecção natural, ar	5 - 25
Convecção natural, água	20 - 100
Convecção forçada, ar	10 - 200
Convecção forçada, água	50 - 10000

Da Tabela podemos ver que, em ambos os modos de convecção, o coeficiente h é mais elevado para a água do que para o ar. De uma forma geral, os líquidos são mais eficientes do que os gases no que toca à convecção. Tem a ver com o facto de um líquido ser muito mais denso do que um gás, pelo que quando consideramos os choques das moléculas contra uma superfície, como no líquido há muito mais moléculas por unidade de volume, o número de choques por unidade de tempo é muito superior ao que acontece num gás, e daí a maior capacidade que o líquido tem de extrair calor da superfície sólida.

O que se disse em relação ao arrefecimento de uma superfície é válido para a situação inversa, em que a temperatura do líquido é superior à da superfície, só que neste caso serão as moléculas do líquido a ceder energia nos choques com a superfície sólida, passando as moléculas da superfície a vibrar com mais intensidade.

As diferenças que vemos na Tabela são a razão porque praticamente todos os motores de combustão interna são arrefecidos a água, sendo o arrefecimento a ar apenas encontrado em pequenos motores de velocípede.

Se quiser verificar em sua casa a diferença entre o coeficiente h para o ar e para a água no caso da convecção natural, faça a experiência seguinte: pegue numa garrafa de plástico com água até meio. Segure a garrafa na zona acima da superfície da água. Tome consciência da sensação de frio/calor na sua mão.

Rode a garrafa 90° até à posição horizontal. O que se alterou na temperatura sentida na sua mão?

Sente agora a garrafa mais fria. Por quê? O ar e a água dentro da garrafa estão certamente à mesma temperatura. Não considerando a condução através da parede da garrafa, semelhante nos dois casos, o que variou é que no primeiro caso, a mão perdia pouco calor para a garrafa, porque do lado de dentro estava o ar com um determinado coeficiente de convecção. Com a garrafa na horizontal, do outro lado está agora água, cujo h é mais elevado. Portanto a água, embora à mesma temperatura que anteriormente estava o ar, é mais eficiente a extrair calor da sua mão, provocando-lhe uma sensação de frio.

A RADIAÇÃO

Visível, infravermelho, ultravioleta, espectro electromagnético, frequência, comprimento de onda, dualismo onda-corpúsculo, radiação térmica, reflexão, absorção, transmissão, emissão, corpo negro

A radiação que nos interessa do ponto de vista da transmissão do calor é uma parte de algo muito mais vasto. Mas é melhor começar pelo princípio.

E o princípio é quando Isaac Newton em 1665 colocou um prisma de vidro no caminho de um raio de sol e mostrou que a luz branca era uma mistura de várias cores, a saber: vermelho, laranja, amarelo, verde, azul, anil e violeta. A este conjunto chamamos o espectro solar.

Em 1800, o astrónomo William Herschel usou um termómetro para explorar o espectro da luz solar e descobriu ao lado do vermelho um tipo de radiação invisível, mas detectável pelo termómetro, que ficou conhecida como infravermelho.

Depois de saber da descoberta destes “raios de calor”, Johann Wilhelm Ritter procurou por um efeito oposto no outro extremo do espectro visível. Não encontrou o que esperava encontrar, mas depois de algumas experiências descobriu que o cloreto de prata passava mais rapidamente de branco a negro quando era colocado na região escura do espectro solar, junto da extremidade violeta. Chamou “raios químicos” a essa radiação, que mais tarde veio a ser apelidada de radiação ultravioleta.

Para abreviar uma história longa, em 1886, Hertz construiu um aparelho para gerar e detectar o que hoje chamamos ondas de rádio e micro-ondas, e verificou que elas se deslocavam à velocidade da luz.

Em 1895, Roentgen descobriu e deu o nome aos raios X. Em 1896, Becquerel descobriu que os sais de urânio impressionavam uma chapa fotográfica de forma semelhante aos raios X. Em 1899 Rutherford tinha mostrado que o minério de urânio emitia radiação alfa, de carga eléctrica positiva (núcleos de átomos de hélio) e radiação beta, de carga negativa (electrões). Em 1900, Paul Villard descobriu um tipo de

radiação sem carga eléctrica, extremamente penetrante, a que Rutherford em 1903 deu o nome de raios gama.

Assim, fazem parte do espectro de radiação electromagnética as ondas de rádio e micro-ondas, o infravermelho, a luz visível, o ultravioleta, os raios X e os raios gama.

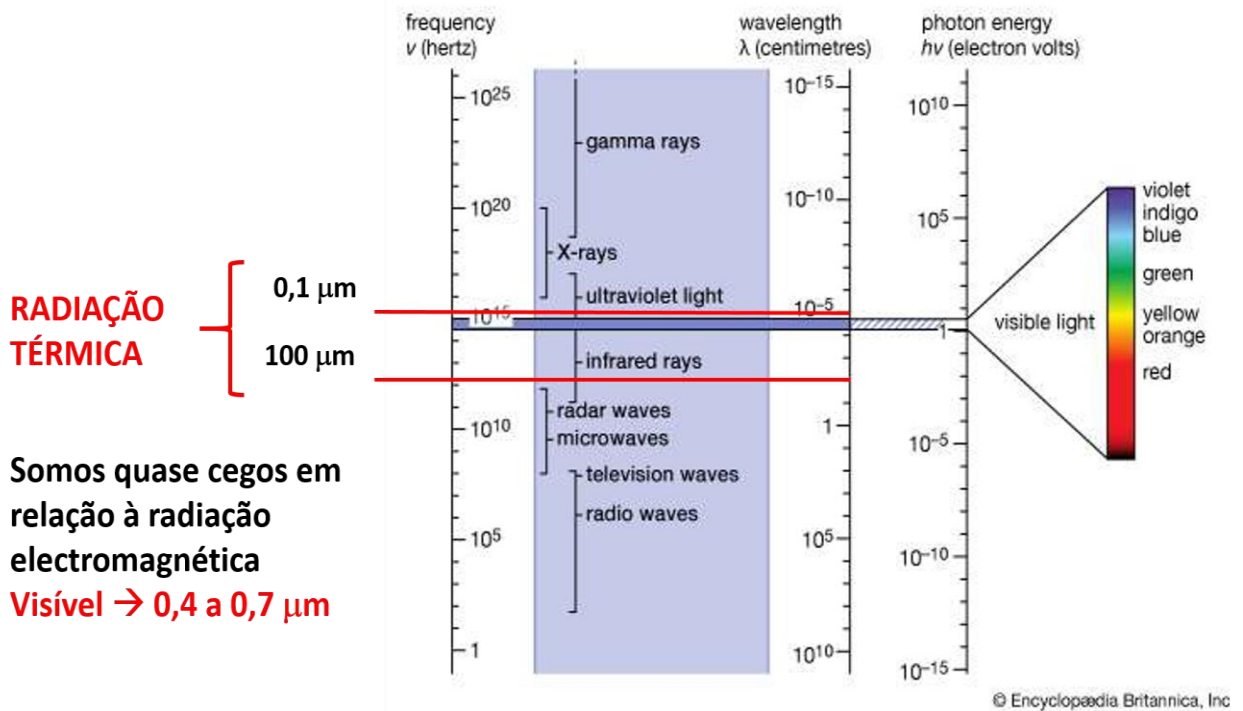


Figura 21 – O espectro electromagnético

A figura mostra o espectro electromagnético, e em breve iremos discutir as suas características principais.

Mas o que é na realidade esta radiação? Não há uma resposta única a esta pergunta. Ou melhor, há duas respostas.

No século XVII, surgiram duas teorias para explicar a luz. Newton (1704) na sua obra *Opticks* defendia que a luz tinha uma natureza corpuscular, uma espécie de chuva de partículas. Huygens, numa comunicação em 1678 à Academia das Ciências de Paris e mais tarde no seu *Traité de la lumière* (Huygens, 1690) sustentava que a mesma luz era um conjunto de ondas, emitidas em todas as direcções através de um meio a que chamou éter.

A teoria de Newton foi predominante durante mais de 100 anos, mas não conseguindo

explicar fenómenos como a difracção, a interferência e a polarização da luz, acabou por ser abandonada em favor da teoria ondulatória de Huygens.

Uma onda é caracterizada por um comprimento de onda λ e por uma frequência f . O produto destas duas grandezas dá a velocidade de propagação da onda. O período, que é o tempo que demora a percorrer a distância de um comprimento de onda, é o inverso da frequência. A Figura resume as propriedades de uma onda.

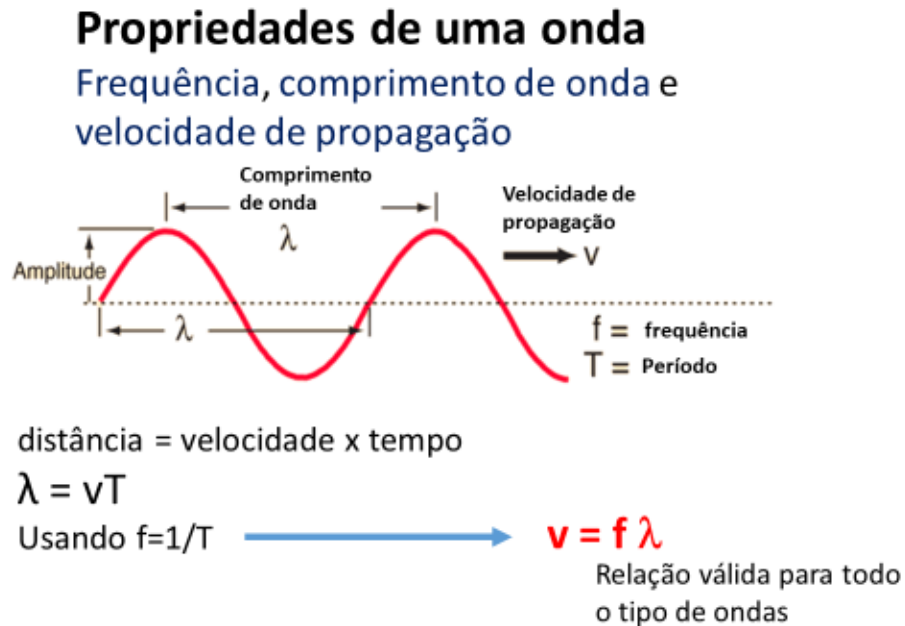


Figura 22 – Caracterização de uma onda

O carácter electromagnético da propagação da luz foi estabelecido em 1845 por Faraday, quando descobriu que a polarização da luz que se propagava por um material transparente era afectada por um campo magnético.

Na década de 1860, James Maxwell desenvolveu quatro equações que descreviam o campo electromagnético, prevendo a sua propagação com uma velocidade igual à velocidade da luz. A descoberta de fenómenos como o efeito fotoeléctrico fez com que no século XX tenha ressurgido uma forma de teoria corpuscular, em que se considera a luz formada por partículas, os fótons, sem massa e sem carga. O dualismo onda-corpusculo estabelece que a radiação pode ter características ondulatória ou corpuscular, consoante os fenómenos que estamos a considerar e a forma como a

observamos.

O que podemos dizer hoje sobre o espectro de radiação electromagnética?

Considerando a radiação como um fenómeno ondulatório, vemos que a frequência aumenta quando vamos das ondas de rádio para os raios gama. A unidade de frequência é o Hertz, definido como 1 ciclo por segundo (s^{-1}). De forma inversa, o comprimento de onda diminui das ondas de rádio para os raios gama.

A energia da radiação é proporcional à frequência, pelo que os raios gama são a radiação mais energética e as ondas de rádio a menos energética.

Já no século XX a teoria corpuscular é reavivada, com o desenvolvimento do conceito de fotão. Um fotão é um *quantum* de energia, uma partícula sem massa e sem carga, que se desloca à velocidade da luz.

É hoje geralmente aceite o dualismo onda-corpúsculo, em que a radiação é considerada uma onda ou um chuvaire de fotões, conforme a situação experimental que estamos a estudar. Para relacionar estas duas abordagens, a energia do fotão é proporcional à frequência da radiação que lhe está associada.

Os diversos tipos de radiação identificam-se com o modo como são produzidos. O que nos interessa do ponto de vista da transmissão do calor é a *radiação térmica*, que é emitida por qualquer corpo material desde que esteja a uma temperatura superior ao zero absoluto. A radiação térmica ocupa uma gama de comprimentos de onda de 0,1 a 100 micrómetros, o que inclui praticamente todo o infravermelho, o visível e uma pequena parte do ultravioleta. Considera-se que esta radiação térmica tem origem na agitação desordenada das partículas elementares que constituem os corpos, que por terem cargas eléctricas, produzem radiação electromagnética.

Embora, por razões que veremos dentro em pouco, os seus efeitos sejam mais notáveis para temperaturas elevadas, a radiação térmica é um fenómeno que ocorre a qualquer temperatura. De facto, só deixaria de existir para uma substância que estivesse ao zero absoluto, porque só então o movimento desordenado das partículas elementares que lhe dá origem cessaria por completo.

A radiação térmica

Uma palavra de alerta ao começarmos a falar sobre radiação térmica. Como a nossa experiência de radiação corresponde à radiação visível, tendemos com frequência a aplicar o que sabemos sobre a luz à radiação térmica. Ora esta inclui a luz, mas é maioritariamente constituída por radiação infravermelha. Há diferenças acentuadas entre a forma como uma e outra interactuam com a matéria. Certos materiais são transparentes para a radiação visível e opacos para a radiação infravermelha, enquanto para outros é exactamente o oposto, como se pode ver na Figura abaixo.



Figura 23 – Diferença entre radiação visível e infravermelha

O plástico preto, que para a radiação visível é totalmente opaco, é praticamente transparente para a radiação infravermelha e conseguimos ver a imagem térmica do braço do homem. Em contrapartida, na foto com luz visível conseguimos ver os olhos do homem, mas na outra foto, como o vidro é praticamente opaco à radiação infravermelha, bloqueia a radiação emitida pela zona dos olhos, e os óculos aparecem-nos negros, enquanto vemos a imagem térmica do resto da cara.

Note-se que no caso da foto normal estamos a ver luz *reflectida* pelo corpo e pelos objectos, enquanto na outra imagem vemos radiação *emitida* pelo corpo do homem. A radiação emitida pelos objectos não atinge o limiar necessário para registo pela câmara, daí que todo o fundo apareça negro.

O que acontece quando temos radiação incidente sobre um corpo? No caso mais geral uma parte é reflectida, outra parte absorvida e outra parte transmitida através do material que constitui o corpo. Essas três situações encontram-se esquematizadas na Figura seguinte.

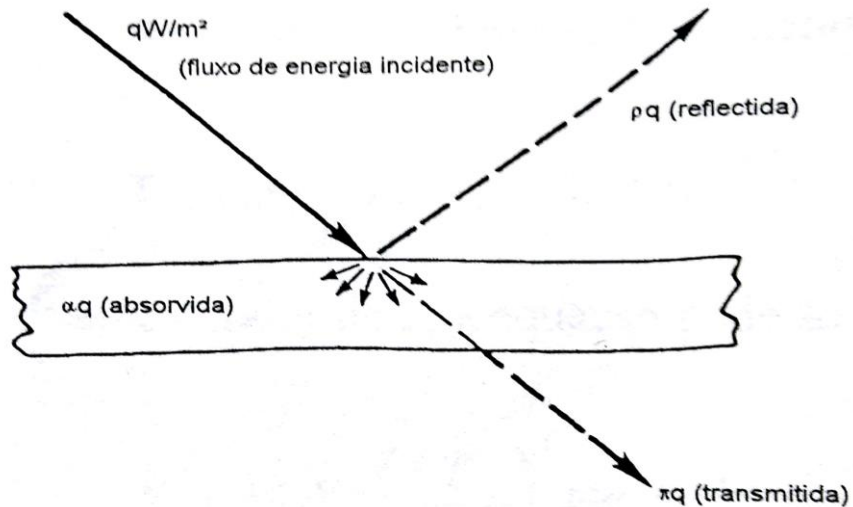


Figura 24 – Os três destinos da radiação incidente

O balanço de energia vem portanto

$$q = \alpha q + \rho q + \tau q$$

Dividindo ambos os membros por q vem

$$1 = \alpha + \rho + \tau$$

onde α (*absorvidade*) é a fracção da energia incidente que é absorvida pelo corpo, ρ (*reflectividade*) representa a fracção que é reflectida, e τ (*transmissividade*) a fracção que é transmitida.

Existem alguns casos particulares fáceis de visualizar:

- Corpo perfeitamente transparente: toda a radiação incidente é transmitida. $\tau = 1$, donde $\alpha = \rho = 0$, isto é, não há energia absorvida nem reflectida.
- Reflector perfeito: toda a radiação incidente é reflectida. $\rho = 1$, donde $\alpha = \tau = 0$, isto é, o corpo não absorve nem transmite energia.
- Corpo opaco: não há radiação transmitida. $\tau = 0$, donde $\alpha + \rho = 1$, isto é, a radiação incidente será parte absorvida e parte reflectida.

Quando existe absorção, e a energia absorvida for apreciável, o resultado poderá ser um aumento da temperatura do corpo que absorve a radiação. Note-se também que a absorção é, em geral, selectiva. No domínio da radiação visível, quando um objecto,

iluminado com a luz do sol, nos aparece, por exemplo, amarelo, significa que o objecto absorve a radiação correspondente aos comprimentos de onda das outras cores e só reflecte o correspondente ao amarelo.

A propósito de reflexão, é costume referir a distinção entre reflexão *especular* (como acontece num espelho) e *difusa*. A figura seguinte mostra a diferença.

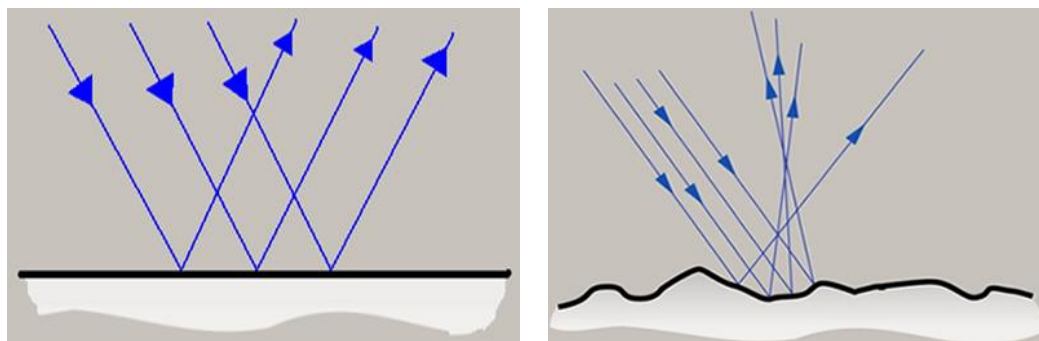


Figura 25 – Reflexão especular e difusa

O chamado vidro anti-reflexo, que usamos muitas vezes ao emoldurar um desenho ou pintura, é um vidro despolido, para evitar que se comporte como um espelho para quem observa o quadro.

Finalmente um último conceito quando falamos de radiação térmica: o *corpo negro*, que seria um corpo que absorvesse toda a radiação incidente, sem reflectir nem transmitir nenhuma. A designação resulta do facto de um corpo que absorva toda a radiação visível aparecer aos nossos olhos como negro. Mas como já se alertou, não podemos transpor o que se passa na gama do visível para a radiação térmica, porque para esta, a cor de uma superfície não é um critério seguro para aferir da sua absorvidade: *a geadá é um dos melhores absorvedores de radiação térmica conhecidos*, embora seja um reflector na gama do visível.

A dependência da temperatura

Falámos atrás que a radiação térmica emitida pelos corpos é função da temperatura a que se encontram. O aspecto mais importante a reter aqui é que essa dependência não é linear, mas *varia com a 4ª potência da temperatura absoluta*. Esta evolução fortemente não-linear não é facilmente apreensível, precisamente porque estamos

habitados no nosso dia a dia a relações lineares. (Numa relação linear de causa-efeito, quando a causa aumenta cerca de 20%, o efeito sofre um acréscimo semelhante). Mas veja-se a Figura seguinte, onde é evidente a relação entre temperatura e radiação. Quando a temperatura (absoluta) duplica, a radiação aumenta 16 vezes!

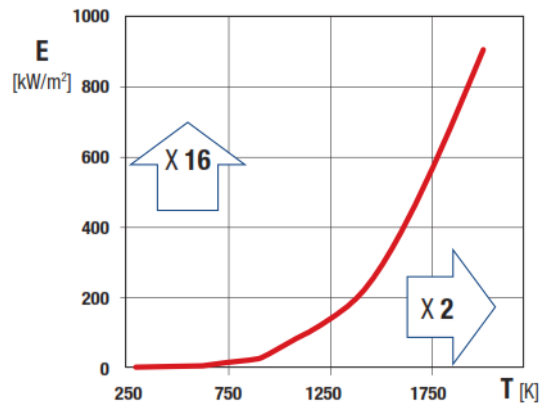


Figura 26 – Relação entre radiação emitida e temperatura do emissor

Como a radiação térmica é emitida por qualquer corpo que esteja acima do zero absoluto, mesmo a temperaturas baixas, ela está lá, como mostra o gráfico seguinte.

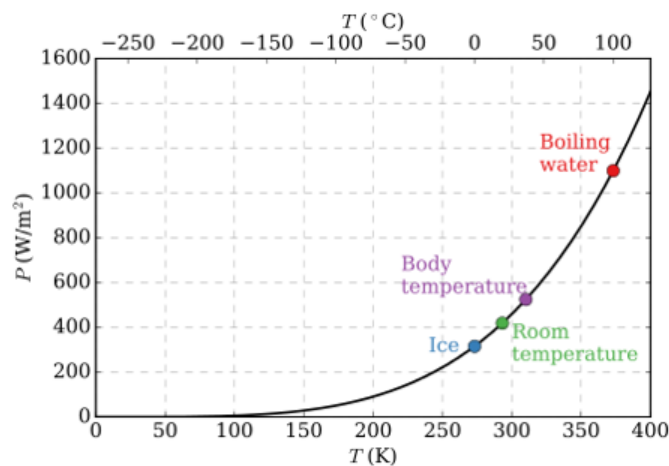


Figura 27 – Radiação emitida por corpos a baixa temperatura

Esta dependência da temperatura é quantificada na lei de Stefan-Boltzmann, que nos dá o *poder emissivo* (energia por unidade de área e unidade de tempo, ou seja, potência por unidade de área) em função da temperatura.

$$E = \varepsilon \sigma T^4$$

onde

ε é a emissividade (parâmetro adimensional, com valor entre 0 e 1),

σ a constante de Stefan-Boltzmann ($\sigma = 5,67 \times 10^{-8} \text{ W}/(\text{m}^2\text{K})$) e

T é a temperatura absoluta (K)

A emissividade é igual a 1 para um corpo negro, que, além de absorver toda a radiação que nele incida, também emite o máximo de radiação possível para a temperatura a que se encontra. Para corpos que não são corpos negros, a emissividade é sempre menor que 1.

A radiação emitida por um corpo não é igual para todos os comprimentos de onda. Ao gráfico da variação da intensidade com o comprimento de onda chamamos um espectro de radiação.

A Figura 28 mostra 3 espectros emitidos por corpos a temperaturas diferentes. Um corpo a 3000 K (a curva mais baixa do gráfico) emite um pouco na gama do visível, mas o pico da radiação que emite está no infravermelho.

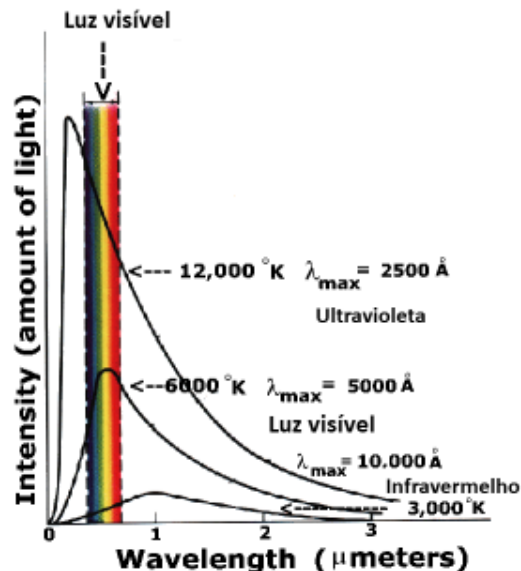


Figura 28 – Espectros de radiação emitida por três corpos a temperaturas diferentes

A radiação emitida por um corpo a 6000 K apresenta um pico na zona do visível. Não é de estranhar se soubermos que 6000 K é a temperatura da coroa solar, de onde recebemos a radiação que chega à Terra. E esta é a gama visível porque o olho da maior parte dos animais (incluindo dos humanos), como instrumento de captação do real, evoluiu por forma a maximizar o aproveitamento da luz disponível. Se o sol tivesse uma temperatura mais baixa, provavelmente veríamos (se existíssemos!) na gama do infravermelho.

Finalmente o espectro mais elevado no gráfico corresponde a um corpo a 12000 K. Emite também no visível, mas o pico já está no ultravioleta.

MULTIMODO E MUDANÇA DE FASE

Distribuição de energia, arrefecimento evaporativo, efeito de estufa, aquecimento global, metabolismo

Depois de termos falado separadamente de cada um dos modos de transmissão do calor, neste capítulo vamos ver como no dia a dia a transmissão do calor envolve em geral mais do que um modo em simultâneo e também como a mudança de fase desempenha um papel importante em muitas situações.

Começamos este capítulo com uma história que costumava ouvir à minha avó.

* * *

Um homem foi trabalhar para um patrão. À hora do almoço, serviram-lhe um prato de caldo.

“Patrão, o caldo está muito quente.”

“Assopra-o.”

Não lhe agradou, e na primeira oportunidade despediu-se. Arranjou outro trabalho. E repete-se a situação quando chega o almoço.

“Patrão, o caldo está muito quente.”

“Deixa-o arrefecer.”

Era ligeiramente melhor, não tinha que fazer esforço e podia levar mais tempo a comer, mas ainda não gostou. Saiu e foi trabalhar numa terceira casa. Novamente o almoço.

“Patrão, o caldo está muito quente.”

“Miga-lhe sopas.”

Este sim, era um bom patrão. E por lá se ficou uns quantos anos.

* * *

Esta história, para além de alusões ao que era o Alentejo durante grande parte do século XX, desde as condições de trabalho à importância do pão na alimentação, alusões mais óbvias naturalmente para quem vivenciou essas situações, permitem-nos discutir alguns aspectos relacionados com a transmissão do calor.

O que acontece quando temos à frente um prato com um líquido quente? As moléculas do líquido estão num estado de agitação superior ao que estariam se o líquido estivesse à temperatura ambiente. Algumas moléculas junto da superfície, no seu movimento caótico, conseguem escapar à atracção das moléculas vizinhas e passar para a atmosfera como vapor, e da vizinhança do prato difundir para mais longe.

Mas as moléculas não têm todas a mesma energia cinética, por isso dissemos atrás que a temperatura era uma medida da energia cinética média das moléculas. A energia cinética de uma população de moléculas segue uma distribuição: há algumas moléculas mais lentas, depois temos uma maior quantidade com energias próximas da média e na cauda da distribuição as moléculas mais rápidas.

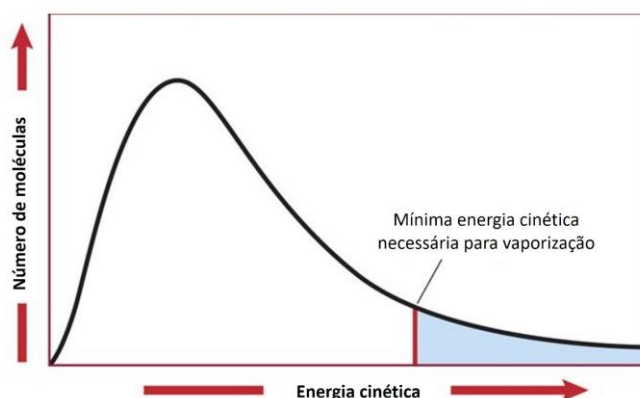


Figura 29 – Energia cinética das moléculas num líquido

O que acontece se tivermos uma turma de alunos com alturas diferentes e tirarmos da turma os que são mais altos do que 1,75 metros? A média de alturas da turma vai baixar.

O que se passa na sopa é análogo. Como as moléculas que passam à fase de vapor são as mais energéticas, aquelas com energia cinética mais elevada, a energia cinética média das que ficam na sopa vai baixar, portanto a temperatura da sopa vai baixar. E esta é a situação no segundo emprego do trabalhador rural da história, e é um exemplo do que chamámos convecção natural.

Como pode ser acelerado este processo? O mecanismo de evaporação a partir da superfície livre de um líquido baseia-se na difusão molecular, que é devido ao movimento incessante das moléculas. A tendência para a passagem de moléculas ao estado de vapor depende muito da quantidade de moléculas já presentes na fase gasosa. Quanto mais moléculas na fase gasosa, menos tendência para o líquido evaporar.

Esta é a razão pela qual a roupa no estendal seca mais rapidamente num dia seco do que num dia húmido.

Voltando ao prato por onde começámos, as moléculas que passam a vapor começam por existir na atmosfera logo acima do líquido – algumas voltam inclusivamente ao líquido – e só mais lentamente se vão afastando. Dito de outra forma, a concentração de moléculas do líquido diminui à medida que nos afastamos da superfície do líquido. E a concentração mais elevada junto do líquido inibe de alguma forma a evaporação de mais moléculas.

Respondendo então à pergunta no início do parágrafo, aceleramos o processo se afastarmos as moléculas na fase gasosa que estão imediatamente acima da superfície do líquido, para incentivar a evaporação. E é isso que fazemos quando soprmos a sopa, afastar as moléculas de vapor da proximidade do líquido. E isso corresponde à convecção forçada.

No último emprego do trabalhador, a forma de arrefecimento do caldo proposta pelo patrão é “migar sopas”, o que correspondia a um aumento da capacidade nutritiva do caldo, juntando-lhe pão. Mas do ponto de vista da transmissão do calor, juntar pedaços de pão ao líquido vai fazer com que este material sólido receba calor do líquido onde está imerso, assim diminuindo a temperatura do líquido.

Um último exemplo ainda gastronómico. Todos nós, quando crianças, ouvimos a recomendação das nossas mães ao comer sopa: “Tira do bordo do prato!”. Por quê essa insistência?

Já vimos que num fluido junto a uma superfície sólida que esteja a temperatura diferente, há uma camada adjacente à superfície onde a temperatura do fluido varia rapidamente desde o valor da temperatura da superfície até ao valor longe desta. A esta camada chamámos camada limite térmica.

No prato de sopa, a temperatura é aproximadamente constante em todo o lado excepto na camada limite junto ao bordo do prato, onde a sopa está a ceder calor ao prato. Se enchermos a colher de sopa nessa zona, a temperatura da sopa que levamos à boca é inferior à que seria se enchêssemos a colher no meio do prato.

As mães poderiam não saber teoria, mas tinham um conhecimento empírico muito correcto da transmissão do calor!

O cântaro de barro

Um pouco por todo o país, sobretudo antes da generalização do uso de frigoríficos, obtinha-se água fresca no Verão usando um cântaro de barro, que conseguia manter a água a uma temperatura abaixo da temperatura do ar ambiente. Como era possível?

Se reparássemos, a superfície exterior do cântaro estava húmida, em resultado da água que passava por capilaridade através da parede porosa do cântaro. Essa água na superfície exterior evaporava, porque o ar ambiente estava seco. Mas para evaporar, a água precisa do calor latente de evaporação, e como estava em contacto com o sólido, era mais fácil “roubar” calor à parede do cântaro do que ao ar exterior. E a parede, por seu lado, ia retirar calor à água dentro do cântaro, que arrefecia.

Na praia, quando saímos da água, se não nos limparmos rapidamente começamos a sentir frio, porque a água na nossa pele começa a evaporar e vai retirar o calor latente de vaporização ao nosso corpo. É a muitas situações deste tipo que chamamos *arrefecimento evaporativo*.

O carro ao sol

Quando deixamos o carro ao sol durante algum tempo com os vidros fechados, a experiência de reentrar nele não é das mais agradáveis: todo o interior está quente, e mal conseguimos pousar as mãos no volante.¹³

Vimos no capítulo anterior que os materiais se comportam de forma diferente consoante

¹³ Uma regra empírica, que funciona para a maior parte das pessoas, diz-nos que as nossas mãos são um bom detector da diferença entre as temperaturas de 50 e 60 graus Celsius. Se tocarmos numa superfície a 50 °C, sentimos que está quente, mas conseguimos manter a mão encostada; se a temperatura for 60 °C, temos que tirar a mão.

o comprimento de onda (ou a frequência) da radiação. Assim, a radiação solar incide na chapa do carro (que por condução passa a energia recebida para o interior) e entra pelas janelas, sendo parcialmente absorvida pelas superfícies interiores nas quais incide. Os assentos, tablier, volante, etc., também emitem radiação, mas esta é radiação infravermelha, para a qual o vidro é praticamente opaco, pelo que a maior parte desta radiação infravermelha é reflectida. O carro funciona assim como uma espécie de “ratoeira” para a energia, deixando entrar a radiação solar, mas impedindo a saída da que é emitida pelos objectos no interior, pelo que a temperatura no interior do carro vai aumentar.

Mas sabemos que não aumenta indefinidamente, devido aos termos do balanço de energia de que ainda não falámos. O aquecimento de toda a carroçaria faz com que o carro perca calor por convecção para o ar circundante, e emita também radiação para o ambiente. Estes dois termos aumentam com o aumento de temperatura, pelo que chegaremos a um ponto em que equilibram a radiação solar incidente e a temperatura não sobe mais.

Se pusermos o carro à sombra, tiramos o termo mais importante do balanço de energia – a radiação solar incidente – pelo que os termos de saída – convecção para o ar ambiente e radiação emitida pela carroçaria – rapidamente farão descer a temperatura.

A estufa

Uma estufa para criar ananases (ou outros vegetais) é uma versão intencional do problema do aquecimento do carro que acabámos de ver.

O que é uma estufa? Uma casa de paredes de vidro. Entra a radiação solar, aquece os vegetais e os objectos no interior, estes emitem radiação (na gama do infravermelho) que chega ao vidro, mas não sai para o exterior e o interior da estufa vai aquecendo. As paredes perdem calor para o exterior por convecção e radiação e a temperatura interior aumenta até atingir um valor de equilíbrio.¹⁴

¹⁴ Há estufas onde existem aberturas para ventilação, o que permite um controlo mais efectivo da temperatura interna, deixando entrar ar exterior quando necessário, mas nesta abordagem simples não estamos a considerar esse caso.

O aquecimento global

O termo “aquecimento global” parece estar a cair em desuso, considerado provocador pelos negacionistas, e a ser substituído pelo termo “alterações climáticas”. Chamando-lhe uma coisa ou outra, o principal mecanismo continua a ser o *efeito de estufa*. Para entender do que se trata, considere que a estufa do parágrafo anterior é agora o planeta Terra, e as paredes de vidro foram substituídas pelo vapor de água (H₂O), dióxido de carbono (CO₂) e metano (CH₄), os principais gases de estufa presentes na atmosfera.

A Terra é aquecida pelo Sol, e por sua vez, emite radiação para o espaço (radiação de baixa temperatura, portanto infravermelha). Uma parte desta radiação emitida é retida pela atmosfera (sendo os principais responsáveis o vapor de água, dióxido de carbono e metano), o que à partida não é mau. Se não fosse esta retenção, a temperatura de equilíbrio do planeta seria bastante mais baixa (calcula-se em cerca de 30 °C). Mas tudo indica que ultrapassámos o ponto óptimo. A actividade humana, desde o início da revolução industrial, tem contribuído para o aumento do CO₂ na atmosfera, através da actividade industrial, queimando combustíveis fósseis (primeiro carvão, depois petróleo e gás natural) e fazendo incineração de resíduos. Mas também tem provocado o aumento do metano, directamente pelas explorações pecuárias, e indirectamente, porque com o início do aquecimento começou a ser libertado para a atmosfera metano que estava armazenado no *permafrost*.

Correr a cortina

O nosso corpo está permanentemente a produzir calor, resultante do metabolismo que tem lugar no seu interior, que corresponde à libertação da energia contida nos alimentos que ingerimos (metabolismo basal), e do trabalho muscular que realizamos (metabolismo muscular). Para que o corpo mantenha em permanência uma temperatura *interior* de 37 °C (a temperatura da pele está geralmente entre 31 e 34 °C), parte desta energia libertada tem de ser eliminada.

A Tabela seguinte, compilada de fontes diversas, mostra valores típicos do calor libertado em várias situações.

Tabela 5	
Metabolismo humano	
Actividade	Potência calorífica (W)
Sono	70
Sentado, imóvel	100
Sentado, actividade moderada	130 - 160
De pé, trabalho leve a moderado	160 - 240
Marcha, trabalho moderado	290 - 410
Levantar pesos, cavar, intermitente	440 - 580
Trabalho pesado, prolongado	580 - 800

O nosso corpo está permanentemente a trocar calor com o ambiente que nos rodeia. A condução é relevante porque perdemos calor para a roupa, que o conduz para o exterior. Temos os pés em contacto com o chão, mas aqui não é muito importante, porque a área de contacto é reduzida, em geral não andamos descalços e as solas dos sapatos são relativamente isolantes. Somos em geral primatas sedentários, mas os assentos das cadeiras também são de materiais maus condutores (excepto se nos sentarmos num banco de pedra ou numa cadeira de metal!).

Portanto essencialmente perdemos (ou ganhamos) calor por convecção, que pode ser natural, se a atmosfera estiver calma, ou forçada, se a) estivermos na rua sujeitos ao vento ou b) dentro de casa em frente a uma ventoinha. E trocamos calor por radiação com a envolvente. E podemos perder calor por evaporação da transpiração.

A sensação que temos de conforto está relacionada com o equilíbrio de todas estas parcelas. Se dermos o sinal + a tudo o que recebemos e produzimos internamente e o sinal – a tudo o que cedemos, e ao somar todos os termos resultar aproximadamente zero, quer dizer que o nosso corpo está em equilíbrio térmico com o ambiente, e temos uma sensação de conforto. Se o resultado for negativo, significa que o corpo está a perder calor, e temos uma sensação de frio. Se pelo contrário for positivo, estamos a receber mais do que cedemos, e a nossa sensação é de calor.

Estamos agora numa sala, que tem uma janela larga. É Inverno, mas a temperatura do ar na sala é 25 °C. A janela está fechada, mas a cortina está aberta, pelo que os vidros

da janela estão à vista. Apesar de a temperatura estar num nível aceitável, sentimos algum desconforto. Alguém vai e corre a cortina. A sensação de desconforto desaparece. Por que razão isso acontece?

Na situação inicial, o nosso corpo troca calor por convecção com o ar da sala, mas essa troca é pequena porque a nossa temperatura exterior é próxima da temperatura da sala. Para a troca por radiação, temos a nossa temperatura, que vamos assumir ser 25 °C, a temperatura das superfícies envolventes – paredes, tecto e chão – que é próxima da temperatura do ar, os mesmos 25 °C, e a janela, cujo vidro vamos supor estar a 10 °C. Assim, quando consideramos a radiação, a troca entre o nosso corpo e o vidro da janela é-nos desfavorável, sendo proporcional à diferença entre (lembrar que temos de considerar temperaturas em kelvin) 298^4 e 283^4 . Uma diferença pequena entre temperaturas é consideravelmente ampliada quando essas temperaturas são elevadas à quarta potência!

Ao correr a cortina, substituímos uma superfície a 10 °C por outra a 25 °C (a cortina está à mesma temperatura do ar da sala), e o balanço de energia desloca-se a nosso favor.

Podemos usar uma analogia para comparar os três modos de transmissão do calor. Consideremos um auditório cheio. Vamos supor que a energia que se transfere no que chamamos “transmissão do calor” é informação. Se do palco passarmos uma dada informação às pessoas da primeira fila, e cada uma delas se virar e passar essa informação à pessoa que está atrás dela, e assim sucessivamente, teremos uma analogia do mecanismo da condução. A população do auditório representa moléculas no estado sólido e podemos dizer que a propagação se dá molécula a molécula.

Se agora permitirmos que as pessoas se movam livremente na sala e houver pessoas que após receberem a informação se deslocam mais para trás e passam essa informação quando se deslocam, como se fossem moléculas num fluido, temos uma analogia da convecção.

Finalmente, podemos simplesmente emitir essa informação em voz alta e ela chegará à última fila sem necessidade de qualquer intermediário. Isto será uma analogia da radiação.

O QUE É UMA CHAMA?

Reacção em cadeia, plasma, pré-mistura, difusão, limites de inflamabilidade, bico de Bunsen, velocidade de propagação de chama, temperatura de chama

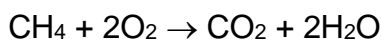
Uma chama é uma reacção de combustão *em fase gasosa*. Quer isto dizer que é uma reacção química entre um combustível e um comburente (ou oxidante), mas onde necessariamente ambos os reagentes são gases. Tirando alguns casos muito particulares, como na propulsão por foguete,¹⁵ na generalidade das situações o comburente é oxigénio do ar.

Desta definição de chama segue-se que, para os combustíveis líquidos, a combustão só poderá ter lugar após vaporização, pois na chama sobre a superfície do líquido é o vapor que entra em combustão.

Se pensarmos na madeira, e nas chamas produzidas numa lareira, já vimos anteriormente que elas são alimentadas por voláteis combustíveis, substâncias gasosas que se libertam do sólido quando este é aquecido.

Em muitas situações em que analisamos a combustão, é adequado considerar que na reacção química se passa directamente dos reagentes para os produtos finais.

Por exemplo, a combustão do metano (CH₄) com oxigénio (O₂) pode escrever-se



E vê-se que os produtos são o resultado da oxidação completa do carbono (CO₂) e do hidrogénio (H₂O) que compõem a molécula de metano. Mas isto corresponde a ver apenas o início e o fim do processo.

¹⁵ Foguetes a combustível sólido podem usar oxidantes sólidos, como o nitrato de potássio [KNO₃] ou perclorato de amónio [NH₄ClO₄]. Em foguetes a combustível líquido o oxidante pode ser ácido azótico [HNO₃], tetróxido de azoto [N₂O₄] ou oxigénio líquido.

A reacção em cadeia

De facto uma chama, sendo uma região do espaço onde existe uma temperatura elevada, portanto uma energia apreciável ao nível microscópico, é uma espécie de “sopa química”, onde em resultado dos choques as moléculas são fragmentadas, e esses fragmentos reagem uns com os outros, numa reacção em cadeia. A Tabela seguinte mostra algumas reacções elementares que intervêm na combustão do metano com oxigénio.

Reacção em cadeia		
1	$\text{CH}_4 + \text{M}$	$\rightarrow \text{CH}_3 + \text{H} + \text{M}$
2	$\text{CH}_4 + \text{O}_2$	$\rightarrow \text{CH}_3 + \text{HO}_2$
3	$\text{CH}_4 + \text{O}$	$\rightarrow \text{CH}_3 + \text{OH}$
4	$\text{CH}_4 + \text{H}$	$\rightarrow \text{CH}_3 + \text{H}_2$
5	$\text{CH}_4 + \text{OH}$	$\rightarrow \text{CH}_3 + \text{H}_2\text{O}$
6	$\text{CH}_3 + \text{O}$	$\rightarrow \text{H}_2\text{CO} + \text{H}$
7	$\text{H}_2\text{CO} + \text{OH}$	$\rightarrow \text{HCO} + \text{H}_2\text{O}$
8	$\text{HCO} + \text{OH}$	$\rightarrow \text{CO} + \text{H}_2\text{O}$
9	$\text{CO} + \text{OH}$	$\rightarrow \text{CO}_2 + \text{H}$
10	$\text{H} + \text{O}_2$	$\rightarrow \text{OH} + \text{O}$
11	$\text{O} + \text{H}_2$	$\rightarrow \text{OH} + \text{H}$
12	$\text{O} + \text{H}_2\text{O}$	$\rightarrow 2\text{OH}$
13	$\text{H} + \text{H}_2\text{O}$	$\rightarrow \text{H}_2 + \text{OH}$
14	$\text{H} + \text{OH} + \text{M}$	$\rightarrow \text{H}_2\text{O} + \text{M}$

As espécies CH_3 , OH , H são radicais, isto é, fragmentos moleculares instáveis e, por conseguinte, muito reactivos, que funcionam como propagadores da reacção em cadeia. M representa qualquer molécula estável (por exemplo nitrogénio).

As duas primeiras equações na Tabela 6 representam possíveis reacções de *iniciação* da cadeia. No entanto a molécula de metano pode também ser atacada pelos radicais O , H e OH (passos 3, 4 e 5). O passo 6 produz H_2CO que, através do radical HCO , vai

produzir (passos 7 e 8) monóxido de carbono. Este é consumido no passo 9, produzindo CO₂.

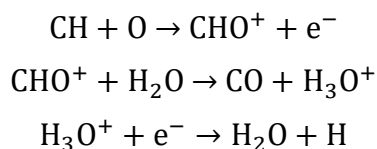
Os passos 10 a 13 envolvem o ataque de moléculas estáveis (O₂, H₂, H₂O) por radicais, produzindo mais radicais que vão continuar a propagação da cadeia.

O passo 14 é representativo de uma reacção de terminação da cadeia, onde dois radicais se recombinaem na presença de uma molécula estável, que absorve o excesso de energia libertado na recombinação, resultando um produto final estável, H₂O.

Chamámos a atenção num capítulo anterior que existe um quarto estado de agregação da matéria, designado por *plasma*, que é um gás ionizado, isto é, onde alguns dos átomos perderam electrões, tornando-se assim iões positivos. Embora o plasma considerado como um todo seja electricamente neutro, ele é condutor e pode transportar uma corrente eléctrica. Estudado pela primeira vez por Langmuir, que também lhe deu o nome, nos anos 20 do século passado, um plasma pode ser produzido por uma descarga eléctrica através de um gás, ou submetendo esse gás a uma temperatura elevada. O interior de uma lâmpada fluorescente em funcionamento é um plasma, tal como uma chama de hidrocarbonetos pode também ser considerada um plasma.

Uma chama é considerada um plasma pouco denso: tipicamente, é gerado um par ião-electrão por cada 2×10^5 a 2×10^6 átomos de carbono.

O mecanismo geralmente aceite de produção de iões nas chamas de hidrocarbonetos é o seguinte:



Considera-se que o ião dominante é H₃O⁺, porque o ião CHO⁺ tem um tempo de vida muito curto. Pelo facto de o pico de concentração de iões coincidir com a zona de reacção, existem instrumentos baseados na detecção de iões – sondas de ionização – utilizados para estudar a turbulência em chamas.

Chamas de pré-mistura e chamas de difusão

É habitual classificar as chamas em *chamas de pré-mistura* e *chamas de difusão*. Numa

chama de difusão, combustível e oxidante estão inicialmente separados, difundem um em direcção ao outro, chegam ao contacto e entram em combustão. A combustão ocorre sempre na interface entre combustível e oxidante.

A chama de uma vela é uma chama de difusão, tal como a chama de um fósforo, de uma lamparina de álcool ou de um archote. Muitos processos industriais utilizam chamas de difusão.

Nas chamas de pré-mistura, o combustível e o oxidante são previamente misturados e a chama propaga-se no interior da mistura. Num motor a gasolina temos uma chama deste tipo: a mistura de vapor de gasolina e ar enche o cilindro, é comprimida pela subida do êmbolo e próximo do ponto morto superior a vela de ignição produz uma faísca que inicia a combustão, na forma de uma frente de chama que se propaga até queimar toda a mistura contida no cilindro.

No maçarico oxi-acetilénico é utilizado acetileno proveniente de uma garrafa, onde o gás se encontra dissolvido em acetona, e oxigénio que se encontra comprimido noutra garrafa. No maçarico os dois gases são misturados e no bico do maçarico produz-se uma chama de pré-mistura, de elevada temperatura, utilizada em soldadura ou no corte de chapas ou outras peças metálicas.

Limites de inflamabilidade

Note-se que não é qualquer mistura que consegue propagar uma chama. Para entender isso vamos considerar uma vasilha fechada, provida de um dispositivo para fazer saltar uma faísca eléctrica.

Se tivermos só ar lá dentro, não há claramente possibilidade de haver combustão, porque o ar não arde! Agora juntamos ao ar uma pequeníssima quantidade de butano. As moléculas de butano espalham-se pela vasilha, e a probabilidade de existirem moléculas de oxigénio e butano juntas, na zona onde salta a faísca é praticamente nula, portanto também não há combustão. Continuamos a acrescentar pequenas quantidades de butano e fazendo saltar a faísca, até que chegamos a uma concentração de butano que saltando a faísca surge uma chama que se vai propagar a toda a mistura. Para a mistura de butano e ar que estamos a considerar, isso acontece quando a concentração (em volume) de butano na mistura é 1,8 por cento, e a esse

valor chamamos *Limite Inferior de Inflamabilidade*, ou abreviadamente LII.

Começando agora no outro extremo, consideramos a vasilha totalmente cheia de butano. Saltando a faísca também não acontece nada, porque só lá temos um dos reagentes, e para haver combustão são precisos dois, combustível e oxidante. Vamos agora introduzindo pouco a pouco ar na vasilha e sempre testando com a faísca. Chegaremos uma situação em que conseguimos inflamar a mistura, o que para a mistura de butano e ar acontece para uma concentração de 8,4 por cento. Este valor é o *Limite Superior de Inflamabilidade*, ou LSI.

Então uma mistura de butano e ar é inflamável para valores da concentração de butano na mistura entre 1,8 e 8,4 por cento, que é chamado o *domínio de inflamabilidade*. Abaixo do LII a mistura diz-se demasiado *pobre* e acima do LSI é demasiado *rica*.

A Tabela 7 mostra valores dos limites de inflamabilidade para misturas de alguns gases e vapores correntes com ar.

Limites de inflamabilidade – Concentrações em percentagem por volume de mistura		
Gas ou vapor	LII	LSI
Hidrogénio	4,0	75,0
Butano	1,8	8,4
Metano	5,0	15,0
Monóxido de carbono	12,5	74,0
Propano	2,1	9,5
Etanol	3,3	19,0
Gasolina	1,2	7,1

Um equipamento de laboratório onde conseguimos produzir desde chamas de difusão até chamas de pré-mistura, passando por estados intermédios de pré-mistura parcial, é o bico de Bunsen. Na base deste aparelho temos um anel com orifícios que se podem fazer coincidir com orifícios semelhantes no tubo por onde sobe o gás combustível. Se os orifícios estiverem desencontrados, pelo tubo sobe apenas gás e à saída do tubo temos uma chama de difusão. Se os orifícios do anel coincidirem totalmente com os do tubo, o gás ao passar no tubo arrasta ar que entra pelos orifícios e se mistura com o gás durante a subida, e no topo vamos ter uma chama de pré-mistura.

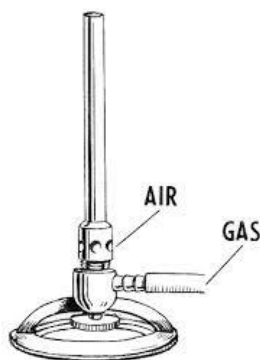


Figura 30 – Bico de Bunsen

A Figura mostra diferentes chamas para várias configurações de regulação do bico de Bunsen.

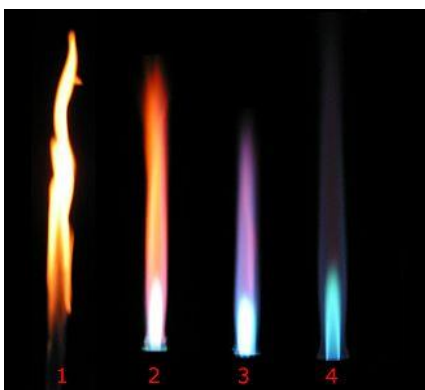


Figura 31 – Chamas num bico de Bunsen

Mais um pouco sobre pré-mistura

Para que uma chama de pré-mistura esteja estabilizada num queimador, é necessário que a velocidade de saída da mistura seja igual à *velocidade de propagação da chama*, isto é, à velocidade a que a chama se propaga ao encontro da mistura fresca. Esta velocidade de propagação da chama tem um valor característico para cada mistura e condições de combustão (ver Tabela 8). Se a velocidade de saída aumentar, a chama descola do queimador e apaga-se. Se a velocidade diminuir, pode ocorrer o *retorno de chama*, isto é, a chama entrar no tubo.

A Tabela 8 mostra valores da velocidade de propagação de chama em misturas de alguns gases e vapores com ar. Pode ver-se que, com algumas (poucas) exceções, os

valores andam à volta de 40 centímetros por segundo. Mas isto são velocidades obtidas em condições experimentais bem definidas, onde o movimento de uma chama propagando-se dentro de um tubo é laminar; se houver turbulência - “agitação” dentro da massa gasosa - as velocidades serão mais elevadas.

Tabela 8	
Combustível (em mistura estequiométrica com ar)	Velocidade de propagação m/s
Acetileno	1,66
Butano	0,45
Etano	0,47
Etileno	0,80
Metano	0,40
Propano	0,46
Gasolina (vapor)	0,40
Querosene	0,41
Hidrogénio	3,12

Temperatura de chama

A energia química do combustível, ao ser libertada na combustão, vai ter como resultado sensível o aquecimento dos produtos, que adquirem temperaturas em geral elevadas. O valor atingido é conhecido como *temperatura de chama*. A Tabela seguinte é um indicador das temperaturas que podemos esperar na queima de algumas substâncias comuns (combustão em ar a 20 °C e pressão atmosférica)

Tabela 9	
Combustível	Temperatura da chama (°C)
Fornalha de carvão	750 - 1200
Metano (gás natural)	900 - 1500
Chama de uma vela	1100 a 1400
Gordura animal	800 - 900
Querosene	990
Metanol	1200

A FORMA DA CHAMA

Convecção natural, microgravidade, difusão molecular

Por que razão a chama de uma vela tem a forma que tem? Essa forma de gota resulta do movimento ascendente dos gases quentes resultantes da combustão, e do movimento do ar envolvente que vai ao encontro da chama para ocupar o lugar dos gases que sobem e assim leva o oxigénio para participar na combustão.



Figura 32 – Movimento do ar em torno da vela

Todos os corpos existentes na superfície de um planeta, sejam sólidos, líquidos ou gasosos, estão sujeitos à acção da gravidade. E já vimos que é a gravidade a responsável pelas forças de impulsão. Então o que acontecerá à chama na ausência de gravidade?

Esta foi uma questão discutida durante anos pelos cientistas que estudavam combustão. Uma das posições nessa discussão era que a vela não poderia arder, como pode ver-se numa citação de um livro publicado há alguns anos no nosso país (Berkés,

1992), onde o autor, depois de fazer a pergunta “Porque nenhum astronauta soprou as suas velas de aniversário numa nave espacial?”, responde “... pela simples razão de que é impossível acendê-las dentro da nave espacial.” E acrescenta: “A combustão na Terra é baseada na convecção térmica do ar (...) a base da chama é constantemente alimentada por ar fresco. Sem gravidade, a chama acesa durante um curto instante tomaria a forma de uma bola, mas, na ausência de aprovisionamento de ar fresco, apagar-se-ia muito depressa depois.”

Experiências realizadas, primeiro no Space Shuttle e depois na estação espacial MIR mostraram o contrário: na instalação representada na Figura 33, várias velas arderam com tempos de combustão entre 100 segundos e 45 minutos.

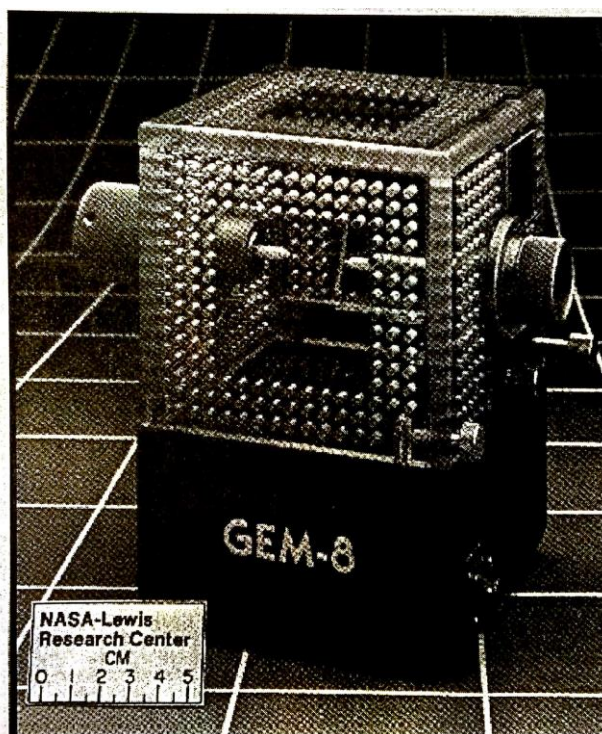


Figura 33 – Instalação para experiências com velas em microgravidade

O oxigénio chega à chama, não por convecção do ar, como seria na Terra, mas através da difusão molecular: as moléculas de combustível difundem num movimento centrífugo até à superfície da chama, e o oxigénio num movimento centrípeto, encontrando-se na zona de reacção, onde são gerados os produtos, que também se afastam radialmente. A Figura 34 compara duas velas a arder, com e sem gravidade (ou mais precisamente,

em microgravidade).



Figura 34 – Chama “normal” e em microgravidade

Como a difusão molecular é um mecanismo mais lento do que a convecção, a velocidade de queima é reduzida, o fornecimento de oxigénio e combustível à chama é menor, o que faz com que a temperatura da chama diminua até um ponto em que praticamente não se formam partículas de fuligem. Daí a chama não ser amarela, como estamos habituados a ver, mas azul. Mais detalhes sobre a cor das chamas no capítulo A LUZ DA VELA.

A LUZ DA VELA

Pirólise, fuligem, luz reflectida, luz emitida

As velas foram usadas durante séculos como fontes de iluminação. A que se deve a luz emitida pela chama da vela?

Já vimos como o combustível na fase líquida sobe pelo pavio e acaba por vaporizar, devido ao calor que vem da chama que envolve o pavio. Mas a zona em volta do pavio é deficiente em oxigénio, pelo que as moléculas de combustível se encontram impossibilitadas de entrar em combustão. As substâncias utilizadas no fabrico de velas podem ser diversas, desde cera de abelhas até derivados do petróleo, como a parafina, mas são essencialmente constituídas por carbono e hidrogénio. Na região junto ao pavio, carente de oxigénio, as moléculas de combustível sofrem uma reacção de *pirólise* - decomposição por efeito do calor - e perdem os átomos de hidrogénio, que se afastam e acabam por reagir com o oxigénio do ar, produzindo água. Os átomos de carbono sofrem um processo de aglomeração, daí resultando partículas com milhares de átomos de carbono, a que chamamos *fuligem*.

Estas partículas, existindo numa zona de temperatura elevada, tornam-se incandescentes, e a radiação é emitida num espectro contínuo que tem um pico correspondente ao comprimento de onda da luz amarela. Isto é um fenómeno semelhante ao que se passa com um pedaço de ferro que o ferreiro leva à forja. No início o que vemos é luz reflectida. Mas à medida que aquece, vai emitindo luz, até ficar “ao rubro”. Relembrando a Figura 28, o pico da radiação emitida, que inicialmente está no infravermelho, vai-se deslocando para a esquerda do gráfico e apanhando pouco a pouco mais da gama do visível. A Figura 35 mostra um espigão de ferro ao rubro e vários à temperatura ambiente.



Figura 35 – Luz emitida e luz reflectida

Se uma vela estiver a funcionar bem, essas partículas de carbono acabam por arder, combinando-se com o oxigénio do ar e produzindo dióxido de carbono. Mas se o pavio tiver um comprimento excessivo, são produzidas partículas de carbono em excesso que não têm tempo de ser consumidas, e a vela “deita fumo”.

Na base da chama é possível ver uma cor azul, cuja origem é totalmente diferente da luz amarela de que falámos acima. Neste caso, são os radicais C_2 e CH , electronicamente excitados, que quando os seus electrões regressam às orbitais de equilíbrio se libertam do excesso de energia emitindo fotões.

Chamamos a este processo de emissão de luz quimiluminescência, e essa emissão de luz indica a zona onde está a acontecer a combustão.

A chama é completamente “envolvida” pela zona de reacção, pois é nessa fronteira onde os produtos intermédios encontram o oxigénio do ar. Então por que razão só vemos a cor azul na base da chama?

A resposta é simples: a cor azul está lá, a rodear completamente a chama, mas a sua fraca luminosidade é completamente ofuscada pela intensa luz amarela. Só na zona mais afastada do brilho da emissão amarela conseguimos distinguir a emissão azul.

FOTOSSÍNTESE (De que são feitas as plantas?)

Celulose, glucose, biomassa, taxa de reacção, captura de CO₂, alterações climáticas

De onde vem o material de que as plantas são feitas? Uma árvore ou uma folha de erva são constituídas maioritariamente por celulose. Esta é um polímero que consiste numa cadeia de moléculas de glucose, cuja fórmula química é C₆H₁₂O₆. A glucose é formada a partir de água que a planta extrai do solo e de dióxido de carbono que extrai do ar atmosférico. A construção de moléculas complexas a partir de moléculas mais simples é um processo que necessita de energia; essa energia necessária à síntese da glucose é fornecida pelo Sol.

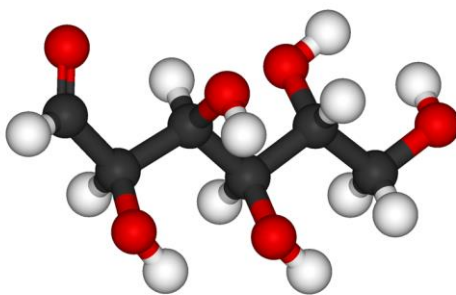
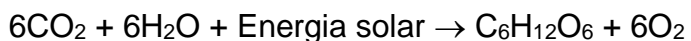


Figura 36 – Molécula de glucose

A reacção é complexa, com diversos produtos intermédios, mas ao nível deste livro é suficiente considerarmos a reacção global representada pela seguinte equação química



Assim, para sintetizar uma molécula de glucose, a planta combina 6 moléculas de água que extrai do solo com 6 moléculas de CO₂ que retira da atmosfera. Daqui pode ver-se que as plantas vivas, no processo de construção da sua biomassa, não só absorvem CO₂ da atmosfera - contribuindo assim para a redução do efeito de estufa - mas também libertam para a atmosfera 6 moléculas de oxigénio por cada molécula de glucose que é formada.



Figura 37 – Fotossíntese (criação de biomassa)

Se escrevermos a equação anterior "da direita para a esquerda", o que temos?



Vemos a glucose a combinar-se com o oxigénio e o resultado dessa reacção é a produção de dióxido de carbono e água e a libertação de energia. Esta é a equação que representa a combustão da celulose.

Verifica-se assim que a reacção de combustão da celulose é a reacção inversa da fotossíntese. Enquanto a fotossíntese é *endotérmica* - tem de absorver energia para ocorrer - a combustão é *exotérmica*, isto é, liberta energia.

A fotossíntese pode ser visualizada como um processo de "armazenar energia solar" nas moléculas de celulose, energia essa que é libertada quando se dá a combustão da celulose. E verifica-se experimentalmente que as duas quantidades de energia são iguais. Isto é, a quantidade de energia absorvida para "fabricar" uma molécula de celulose é exactamente igual à quantidade de energia que é libertada quando essa molécula se decompõe e se combina com oxigénio no processo de combustão. Uma consequência da Primeira Lei da Termodinâmica.

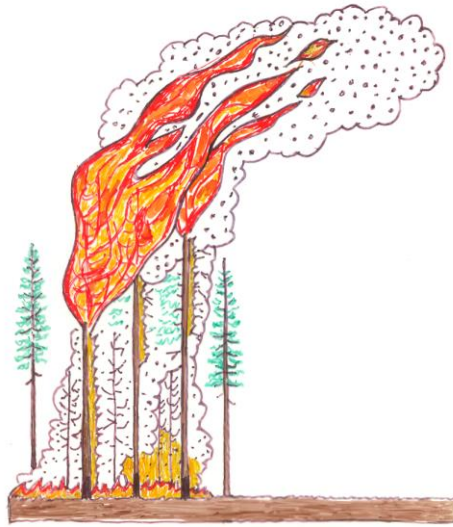


Figura 38 – Incêndio (destruição da biomassa)

Qual a principal diferença entre estas duas transferências de energia? É a velocidade à qual ocorrem, que muitas vezes se designa por *taxa de reacção*. Enquanto a fotossíntese é um processo lento – não estamos à espera de ver árvores a crescer de um dia para o outro – a combustão é um processo rápido, cuja velocidade muitas vezes dificulta ou impede a extinção de um incêndio.

Existe um outro processo de decomposição da celulose que ocorre no solo da floresta, onde as folhas e ramos que vão caindo das árvores se decompõem lentamente, num processo de oxidação muito mais lenta que a combustão. Esta oxidação é igualmente exotérmica, e a quantidade de calor libertada é a mesma que ocorre na combustão. Porém, como o processo é muito lento, o calor libertado dissipa-se no ambiente, pelo que não se observa qualquer aumento de temperatura da manta morta.

A actividade fotossintética, através da captura do CO_2 atmosférico pelas plantas, está naturalmente relacionada com as alterações climáticas. Investigação recente sugere que a influência da actividade humana no clima é muito anterior ao início da revolução

industrial (Dull *et al*, 2010). A conquista da América Central e do Sul pelos espanhóis no século XVI terá levado a um declínio da

população indígena de aproximadamente 61 milhões em 1492 para 6 milhões em 1650, quer por actos de guerra directos, quer pela introdução de doenças que dizimaram populações que nunca tinham sido expostas.

Terras de cultivo foram progressivamente abandonadas e reocupadas por florestas, que são sumidouros de carbono muito mais efectivos do que as plantações humanas. Esta reflorestação em grande escala poderá ter baixado a concentração de dióxido de carbono

na atmosfera em 7 a 10 partes por milhão entre 1570 e 1620, e ter sido um contributo para o arrefecimento que resultou no que se veio a chamar a Pequena Idade do Gelo.

A primeira pessoa a estudar a fotossíntese foi Joseph Priestley, que nos anos 1771-1772 estuda as propriedades dos gases, em particular dos que hoje chamamos oxigénio e dióxido de carbono. Num artigo publicado (Priestley, 1972) conclui que "plants can 'purify' air that had been 'injured' by the burning of a candle". As experiências de Priestley seriam hoje contestadas pelo facto de utilizar ratinhos para testar a respirabilidade da atmosfera no interior de uma campânula onde tinham estado velas a arder...

O AR QUE RESPIRAMOS

Ferrugem, oxigénio, hemoglobina, nitrogénio, combustão com oxigénio

Quando no carro novo descobrimos pela primeira vez um risco na carroçaria até então imaculada, é sempre um choque. Na cicatriz de onde desapareceu a tinta vê-se uma cor metálica, brilhante. Mas uns dias depois essa cor é substituída por outra, castanha e baça. A cor natural do aço foi substituída pela cor do óxido de ferro, aquilo a que chamamos habitualmente *ferrugem*.

A figura seguinte mostra exemplos de objectos enferrujados.

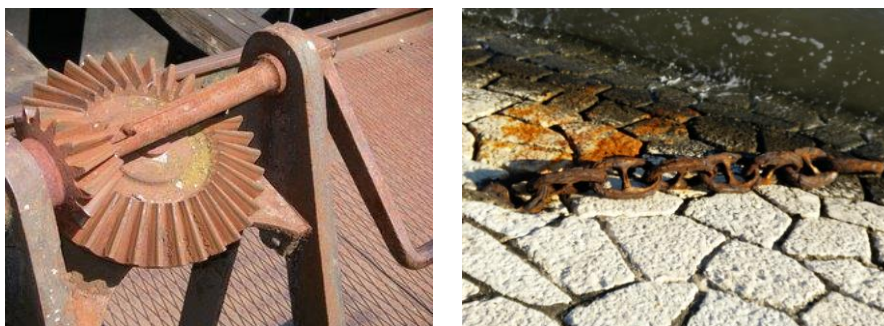


Figura 39 – O efeito do oxigénio nos metais

O responsável por esta transformação é o oxigénio, que corresponde a cerca de 1/5 (em volume) da nossa atmosfera, e que todos consideramos um gás “amigável” porque sempre nos ensinaram que a vida sem oxigénio seria impossível. O que é verdade. A hemoglobina, presente nos glóbulos vermelhos, é uma metaloproteína (iões metálicos na estrutura) que contém ferro. Nos pulmões, o ferro combina-se com o oxigénio (passamos a ter oxihemoglobina), o que permite o transporte de oxigénio pelo sistema circulatório. Nos tecidos esse oxigénio é libertado, e o sangue arterial passa a sangue venoso.

Mas o oxigénio é um gás extremamente reactivo, capaz de se combinar rapidamente com muitos outros elementos. O oxigénio é o elemento mais abundante na Terra,

combinado com o hidrogénio na forma de água, com o silício formando silicatos e com diversos metais formando óxidos. Com carbono e outros elementos forma carbonatos.

Sendo os metais elementos ávidos de oxigénio, e que em geral se encontram na natureza sob a forma de óxidos, a história da metalurgia poderia ser descrita em poucas palavras como a sucessiva descoberta de técnicas destinadas a retirar o oxigénio aos óxidos metálicos, deixando livre o metal para ser utilizado enquanto tal, ou mais frequentemente combinado posteriormente com outros elementos para obter determinadas propriedades.

E a pintura com que revestimos superfícies metálicas é uma forma de impedir que as moléculas de oxigénio do ar consigam chegar ao contacto com o metal.

Na atmosfera terrestre o oxigénio é o segundo componente, com 21 por cento em volume. O primeiro é o nitrogénio (antes designado azoto), com cerca de 78 por cento. Há quase 1 por cento de árgon, e o resto são vestígios de outros gases. A tabela seguinte mostra a composição da atmosfera.

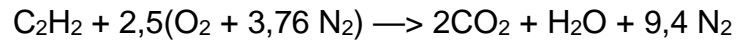
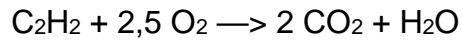
Tabela 10	
Composição da atmosfera (percentagens em volume)	
Nitrogénio	78,08
Oxigénio	20,95
Árgon	0,93
Dióxido de carbono	0,038
Vapor de água	Variável com o estado do tempo

A presença do nitrogénio é extremamente importante do ponto de vista da combustão. Numa atmosfera de oxigénio puro, a combustão desenvolve-se a uma velocidade muito maior. Objectos simplesmente incandescentes, como um palito de madeira em brasa ou um cigarro aceso, introduzidos num frasco com oxigénio, começam a arder com chama. O nitrogénio, sendo um gás inerte, actua como moderador desta intensa reactividade do oxigénio.

No entanto, quando pretendemos obter temperaturas de chama mais elevadas do que é possível com a simples combustão em ar, usamos a combustão com oxigénio, porque como não há nitrogénio nos produtos, a energia química do combustível vai aquecer

uma quantidade muito menor de produtos, e portanto a temperatura final virá maior.

É isto o que fazemos quando usamos o maçarico oxi-acetilénico. Repare-se na diferença entre a quantidade de produtos na combustão com ar (3 volumes) e com oxigénio (12,4 volumes):



A consequência é que na combustão com ar a temperatura de chama é da ordem de 2000 °C, enquanto na combustão com oxigénio se atingem à volta de 3000 °C, que é uma temperatura que permite cortar chapas metálicas.

DIVIDIR PARA QUEIMAR

Razão superfície/volume, atomização, pulverização, cenosfera, actividade metabólica

Acabou de ler o título acima e o que é que lhe veio à cabeça? Provavelmente a expressão familiar “dividir para reinar”, que alude à situação onde alguém fomenta a divisão no seio de um grupo para melhor o controlar. Se continuar a ler verá que as duas expressões têm analogias tanto nos objectivos como nos resultados.

Já tentou pegar fogo a um pedaço de madeira? Difícil, não é? Mas se essa madeira for reduzida a aparas, ou mais ainda, a serradura, é muito fácil de queimar.

E uma barra de ferro? Mais difícil ainda, porque quando começamos a aquecer o metal, o calor propaga-se a toda a barra, e é praticamente impossível conseguir o aumento de temperatura que leve à combustão. Mas se o ferro for reduzido a limalha, os grãos inflamam-se facilmente quando se deixam cair sobre uma chama.

Outra forma simples de observar um metal a arder é com lã de aço. Provocada a inflamação com um fósforo aceso ou até com uma pequena bateria eléctrica, a combustão propaga-se facilmente ao resto do material, deixando um resíduo de óxido de ferro.

A explicação para isto tem a ver com a *razão superfície/volume* das partículas que estamos a considerar. Para que uma partícula de combustível possa atingir a temperatura de inflamação, é necessário que a sua temperatura aumente, mas este aumento de temperatura é uma função do volume do corpo e será, para um dado valor da energia fornecida, tanto menor quanto maior for o volume. A energia para provocar este aumento de temperatura tem que entrar pela superfície do corpo (convecção e/ou radiação) e é, portanto, uma função da área da superfície. Vemos assim que, quanto maior for a razão superfície/volume, tanto mais rapidamente o corpo aumentará de temperatura. *E esta razão aumenta com a diminuição de tamanho da partícula.*

Se considerarmos uma esfera de raio r , sabemos que o seu volume é dado por

$$V = \frac{4}{3} \pi r^3$$

enquanto a área da sua superfície é

$$S = 4 \pi r^2$$

A razão superfície/volume vem então

$$\frac{S}{V} = \frac{3}{r}$$

Daqui se vê que, quanto menor for o raio da esfera, maior é a razão superfície/volume.

Para um cubo de lado L , essa razão vem

$$\frac{S}{V} = \frac{6L^2}{L^3} = \frac{6}{L}$$

E a Tabela seguinte mostra o valor de S/V para um cubo de aresta igual a 1 metro, 1 decímetro, 1 centímetro e 1 milímetro.

Tabela 11				
Razão superfície / volume para cubos de diferentes tamanhos				
L (m)	1	0,1	0,01	0,001
S / V (m ⁻¹)	6	60	600	6000

Mas bastaria pensar que se cortarmos um cubo em cubos pequeninos, o volume total continua a ser o mesmo, mas com cada corte que fizemos, aumentámos a área de superfície do material.

Outras implicações da razão Superfície/Volume

A razão S/V surge em múltiplas situações em que temos fenómenos que são função da massa (ou do volume) de um corpo e outros que dependem da sua área superficial.

Para evaporar uma certa quantidade de água, é preciso fornecer-lhe energia. A energia necessária é função do volume, mas entra na água pela superfície. Assim, num dia de Verão, se deixarmos uma tigela com água em cima de uma mesa, pode levar alguns dias até que essa água evapore completamente. Mas se metermos essa mesma quantidade de água num frasco pulverizador, e se percorrermos o compartimento

premiendo o botão e dirigindo o jacto de pequenas gotas em todas as direcções, verificamos que a maior parte das gotículas desaparecem (evaporam) antes de chegar ao chão, e em pouco tempo conseguimos evaporar toda a água.

Já vimos que os combustíveis líquidos não ardem como líquidos, têm de ser vaporizados e o que arde é o seu vapor. Combustíveis líquidos com um ponto de inflamação elevado não são inflamáveis à temperatura ambiente. Por exemplo, se tivermos uma tigela com gasóleo e aproximarmos um fósforo aceso, nada acontece. Podemos apagar o fósforo no gasóleo. A atomização é o processo que temos para queimar gasóleo à temperatura ambiente. Um chuveiro de pequeninas gotas projectado sobre uma chama entra facilmente em combustão. Estas duas experiências são acessíveis visualizando a **Experiência 5**.

Há muitos anos, a combustão do carvão numa fornalha ou câmara de combustão industrial era feita em grelha. A combustão era activada por insuflação de ar através da grelha. A arte do fogueiro era conseguir uma distribuição tão uniforme quanto possível do carvão sobre a grelha, mas a eficiência de uma fornalha destas deixava sempre muito a desejar. Hoje em dia numa central térmica a carvão queima-se carvão pulverizado. Há moinhos que reduzem a pó os pedaços irregulares de carvão, produzindo uma poeira com grãos cuja dimensão média é 0,3 mm. Este pó de carvão é arrastado por uma corrente de ar (transporte pneumático) e injectado na câmara de combustão da caldeira. As partículas de carvão, sujeitas a temperatura elevada, libertam primeiro os voláteis, que ardem, e de seguida arde o carbono à superfície da partícula. No fim resta o esqueleto mineral da partícula de carvão, chamado cenosfera. Estas cenosferas constituem as cinzas volantes, que têm várias utilizações, entre elas a incorporação no fabrico de cimento.

O vídeo **Experiência 6** mostra como se facilita a combustão da madeira reduzindo-a a serradura em suspensão no ar.

A razão S/V tem a ver com outras áreas além da evaporação e combustão, como a biologia.

Os cuidados necessários para manter um recém-nascido ou um bebé bem agasalhado justificam-se porque, se for exposto ao frio, um bebé entra muito mais facilmente em hipotermia do que um adulto, por ter uma razão S/V mais elevada.

Quando pensamos no tamanho dos diversos animais, é fácil concluir que indo de um rato, para um cão, para um homem, para um cavalo, para um elefante, a razão superfície/volume irá diminuir. Quanto maior o corpo, menor a razão S/V. Ora a energia com origem na actividade metabólica que é libertada no interior do organismo,¹⁶ tem de sair para o exterior do corpo, caso contrário entraríamos em hipertermia. Esse calor é libertado através da superfície do corpo, mas a quantidade “produzida” é proporcional à massa (e, portanto, ao volume). Significa isto que quanto maior o animal, mais dificuldade ele terá em se ver livre deste calor metabólico. Daí que os elefantes usem a tromba para aspergir água sobre o corpo, facilitando a perda de calor. Também as suas orelhas possuem uma grande densidade de vasos sanguíneos e abanando as orelhas eles provocam um arrefecimento do sangue que por elas circula. Já no mar podem existir organismos maiores, como as baleias, porque a perda de calor por convecção é muito mais eficiente para a água do que para o ar.

¹⁶ O carbono e hidrogénio que fazem parte das moléculas dos alimentos são oxidados no nosso organismo, dando origem a CO₂ e H₂O, dióxido de carbono e água, que expiramos. O que se passa dentro de nós é semelhante à combustão que observamos na vela, só que (felizmente!) com uma velocidade muito menor. A semelhança aumenta quando sabemos que o calorímetro que é usado para medir as famosas “Calorias” de que falam os nutricionistas é o mesmo que utilizamos para medir o poder calorífico dos combustíveis.

MICRO-BIOGRAFIAS

As biografias “telegráficas” que se seguem destinam-se a dar alguma informação ao leitor sobre os cientistas mencionados no texto. Necessariamente breves (entre as 100 e as 300 palavras), foram elaboradas a partir de fontes da web (wikipedia e outras) e de outros livros. Se suscitarem curiosidade para querer saber mais sobre estas personalidades que mudaram a forma como vemos o mundo, terão cumprido a sua função.

Anders Jonas ÅNGSTRÖM (1814–1874)

Físico sueco, um dos fundadores da ciência da espectroscopia. Estudou na Universidade de Uppsala, onde em 1839 se tornou professor de física. Dirigiu o Observatório Astronómico de Uppsala. Estudou o magnetismo terrestre, a condução do calor e espectroscopia. Estudou detalhadamente o espectro da radiação solar, descobrindo que a atmosfera solar contém hidrogénio. Foi eleito membro da Real Academia das Ciências Sueca (1850), da Royal Society (1870) e do Institut de France(1873).

Foi dado o seu nome a uma unidade de medida, o Ångström ($1 \text{ \AA} = 10^{-10} \text{ m}$). Uma cratera na Lua tem também o seu nome.

Antoine Henri BECQUEREL (1852–1908)

Físico francês, conhecido pela sua descoberta da radioactividade. Estudou engenharia na École Polytechnique e na École des Ponts et Chaussées. Investigou a polarização da luz, a fosforescência e a absorção da luz por cristais e o campo magnético terrestre. Recebeu em 1903 o Prémio Nobel da Física, partilhado com Marie Slodowska-Curie e Pierre Curie. Foi dado o seu nome à unidade SI para a radioactividade, o becquerel (Bq). Teve também o seu nome atribuído a uma cratera na Lua e a outra em Marte.

John DALTON (1766–1844)

Químico, físico e meteorologista inglês. Conhecido como o introdutor da teoria atômica na química. Estudou o daltonismo, doença de que ele próprio sofria e que recebeu esse nome em sua honra. Escreveu e publicou sobre uma variedade de assuntos: chuva, orvalho e a origem das nascentes; calor, a cor do céu, vapor de água, reflexão e refração da luz; e gramática da língua inglesa. Autor da lei das proporções múltiplas e da lei das pressões parciais (lei de Dalton). Foi dado o seu nome a uma cratera lunar. Foi professor de James Prescott Joule.

Michael FARADAY (1791-1867)

Cientista britânico, importante no desenvolvimento do electromagnetismo e electroquímica. As suas principais descobertas incluem os princípios subjacentes à indução electromagnética, diamagnetismo e electrólise.

Teve pouca instrução formal, mas aprendeu lendo os livros na oficina de encadernador onde era aprendiz.

Entrou para a Royal Institution como assistente de Davy em 1813, e foi nomeado director do seu Laboratório em 1825. Eleito membro da Royal Society em 1824, mas recusou por duas vezes ser nomeado Presidente.

Sintetizou o benzeno, realizou a liquefacção de vários gases, investigou as ligas de aço, descobriu as leis da electrólise e produziu vários tipos de vidro para aplicações ópticas.

Desenvolveu vários projectos de utilidade pública, como a construção e operação de faróis e protecção contra a corrosão dos cascos dos navios, investigou poluição industrial e poluição do ar. Mas quando consultado sobre a produção de armas químicas para utilização na Guerra da Crimeia (1853-1856), recusou participar invocando razões éticas.

Em 1831 iniciou as experiências que levaram à descoberta da indução electromagnética. Inventou a gaiola de Faraday em 1836.

Foi eleito membro estrangeiro da Academia Americana de Artes e Ciências em 1832 (honorário), da Real Academia das Ciências da Suécia em 1838, da Academia das Ciências de França em 1844 e da Real Academia das Artes e Ciências dos Países

Baixos em 1851.

Foi também um grande divulgador científico, tendo iniciado na Royal Institution as lições de Natal para jovens, que ainda hoje se realizam.

Richard FEYNMAN (1918-1988)

Físico teórico norte-americano. Estudou no MIT e na Universidade de Princeton. Conhecido pelo seu trabalho em electrodinâmica quântica, na superfluidez do hélio líquido e em física das partículas.

Participou no desenvolvimento da bomba atômica durante a Segunda Grande Guerra.

Prémio Nobel da Física em 1965.

Em 1980 fez parte da comissão que investigou o acidente do vaivém Espacial Challenger.

Foi um divulgador científico de elevado mérito. Entre os seus trabalhos mais referidos estão uma conferência em 1959 intitulada "There's Plenty of Room at the Bottom", introduzindo o conceito de nanotecnologia, e o seu curso "The Feynman Lectures on Physics", acessível na web.

GALILEU Galilei (1564-1642)

Astrónomo, físico e engenheiro italiano, considerado por diversas fontes como o "pai" da "astronomia de observação", da "física moderna", do "método científico" e da "ciência moderna".

Usando o telescópio observou as fases de Vénus, os quatro maiores satélites de Júpiter, o planeta Saturno e as manchas solares.

Melhorou o telescópio, construiu um termómetro, desenvolveu um microscópio, estudou o pêndulo e a queda dos graves, resistência dos materiais e acústica. Ensinou nas Universidades de Pisa e de Pádua. Achava que fazer ciência é comprovar através da experiência, e dizia que "o livro da natureza é escrito em caracteres matemáticos".

Partidário do heliocentrismo, foi julgado pela Inquisição em 1615 e forçado a abjurar. Passou o resto da sua vida em prisão domiciliária. Segundo a lenda, terá murmurado

no final do julgamento: "Eppur si muove" ("mas ela move-se"), ou seja, que a Terra não era um ponto fixo no centro do universo.

Foi dado o seu nome à primeira sonda a orbitar o planeta Júpiter e ao sistema GPS europeu.

William HERSCHEL (1738-1822)

Frederick William Herschel foi um astrónomo e compositor britânico, nascido na Alemanha.

Construiu o seu primeiro grande telescópio em 1774, e em 1781 identificou um novo planeta, a que foi dado o nome Urano. Era o primeiro planeta a ser descoberto desde a antiguidade, o que trouxe fama instantânea a Herschel.

Foi pioneiro na aplicação da espectrofotometria à astronomia, e descobriu a radiação infravermelha no espectro solar. Outras descobertas incluem a variação sazonal das calotes polares de Marte, de duas luas de Urano e duas luas de Saturno.

Primeiro Presidente da Royal Astronomical Society após a sua fundação em 1820.

Compôs 24 sinfonias e muitos concertos, bem como música sacra, sendo também executante - oboé, violino, cravo e órgão.

Foi dado o seu nome a vários objectos astronómicos, entre os quais uma cratera na lua, outra numa lua de Saturno e um asteróide.

Heinrich HERTZ (1857–1894)

Físico alemão, o primeiro a provar a existência das ondas electromagnéticas teorizadas por Maxwell.

Doutorou-se em 1880 na Universidade de Berlim. Em 1885 já era professor catedrático na Universidade de Karlsruhe. Em 1889 tornou-se professor de Física e Director do Instituto de Física em Bona, onde se manteve até à sua morte.

Entre 1886 e 1889, realizou experiências que mostraram as propriedades previstas por

Maxwell, medindo a intensidade do campo eléctrico, polarização e reflexão das ondas.

A radiação estudada por Hertz foi conhecida até cerca de 1910 como “ondas Hertzianas”, altura em que a designação “ondas de rádio” se tornou dominante.

Em 1887 estudou também o efeito fotoeléctrico.

Em 1960 a unidade SI hertz (Hz) foi estabelecida em sua honra, substituindo o anterior nome “ciclos por segundo” (cps).

Foi dado o seu nome a uma cratera lunar e à torre de telecomunicações da cidade de Hamburgo.

Christiaan HUYGENS (1629–1695)

Físico, matemático, astrónomo e inventor holandês, considerado o fundador da física matemática.

Em 1656 inventou o relógio de pêndulo. A sua investigação em horologia veio à luz em 1673 no livro *Horologium Oscillatotium*.

Publicou em 1690 o *Tratado da Luz*, onde expõe a sua teoria ondulatória da luz, proposta em 1678.

Projectou e construiu um telescópio com o qual estudou os anéis de Saturno e descobriu a primeira das luas de Saturno, Titan.

Pouco antes da sua morte, publicou *Cosmotheoros*, onde especulou sobre a possibilidade de vida em planetas semelhantes à Terra.

Foi dado o seu nome à sonda Huygens, enviada a Titan como parte da missão Cassini–Huygens a Saturno. Também têm o seu nome um asteróide, uma cratera em Marte e uma montanha na Lua.

James Prescott JOULE (1818–1889)

Físico, matemático e industrial cervejeiro inglês. Na adolescência foi discípulo de Dalton.

Por volta de 1840, começou a investigar a possibilidade de substituir as máquinas a

vapor da fábrica de cerveja por motores eléctricos. Essa investigação conduziu-o ao estudo da possibilidade de convertibilidade da energia. Realizou várias séries de experiências, com grande precisão, e chegou a um valor do equivalente mecânico do calor notavelmente próximo do valor usado actualmente. Surge assim a lei de conservação de energia (Primeira Lei da Termodinâmica).

Propôs uma teoria cinética do calor, apesar do conhecimento deficiente existente à altura sobre a estrutura da matéria (a existência dos átomos só foi aceite de forma generalizada cinco ou seis décadas mais tarde). Os seus trabalhos, realizados em 1841 e publicados em 1843) que conduziram à descoberta do que hoje chamamos “efeito de Joule” - o aquecimento de uma resistência pela passagem de uma corrente eléctrica - levaram a prazo à rejeição da teoria do calórico.

Foi membro da Royal Society (1850), presidiu por duas vezes à British Association for the Advancement of Science (1872, 1887), e recebeu graus honorários do Trinity College, Dublin (1857), Universidade de Oxford (1860) e Universidade de Edimburgo (1871).

Foi dado o seu nome à unidade (derivada) SI de energia.

Irving LANGMUIR (1881–1957)

Químico e físico americano. Trabalhou na General Electric de 1909 a 1950, onde descobriu que se o bolbo de uma lâmpada fosse cheio com um gás inerte aumentava fortemente a vida útil do filamento de tungsténio. Estudou a emissão termiónica e fez trabalho com gases ionizados, para os quais introduziu o nome de *plasmas*.

Introduziu o conceito de temperatura electrónica e em 1924 inventou uma sonda electrostática para o estudo dos plasmas, que ficou conhecida como sonda de Langmuir.

Em 1917 publicou um artigo sobre a química dos filmes de óleo, origem do trabalho pelo qual veio a receber o Prémio Nobel.

Durante a Segunda Guerra Mundial trabalhou na melhoria do sonar para detecção de submarinos e estudou processos para descongelar as asas de aeronaves.

Foi membro da American Academy of Arts and Sciences (1918), e recebeu a Medalha

Perkin (1928), o Prémio Nobel da Química (1932), a Medalha Franklin (1934) e a Medalha Faraday (1944).

O seu nome foi dado a uma montanha no Alaska, a um colégio residencial na Universidade de Stony Brook, Nova Iorque, ao Laboratory for Atmospheric Research no Novo México e á revista da American Chemical Society dedicada a ciência das superfícies.

James Clerk MAXWELL (1831-1879)

Cientista escocês, famoso pelas equações do campo electromagnético que têm o seu nome.

Em 1847, com 16 anos, entra na Universidade de Edimburgo.

Em casa, fazendo experiências com blocos de gelatina, descobre a fotoelasticidade.

Com 18 anos publica dois artigos nas Transactions da Royal Society de Edimburgo.

Em 1850 entra na Universidade de Cambridge, saindo em 1854 com um grau em matemática.

Em 1856 entra como professor no Marischal College, em Aberdeen, na Escócia.

Em 1859 ganhou o Prémio Adams com um trabalho sobre a natureza dos anéis de Saturno.

Em 1860 obtém a Cátedra de Filosofia Natural no King's College, em Londres. Aí desenvolveu trabalhos em fotografia a cores, viscosidade dos gases, análise dimensional.

Em 1865 sai do King's College e regressa a Glenlair, a casa que tinha herdado do pai. Publica um artigo sobre controladores das máquinas a vapor. É também deste período o trabalho que veio a desembocar nas famosas equações de Maxwell.

Regressa a Cambridge em 1871 para ser o primeiro Professor de Física Cavendish. Trabalha na teoria cinética dos gases e relações termodinâmicas.

Foi dado o seu nome a uma cadeia montanhosa em Vénus, a um intervalo (Maxwell Gap) nos anéis de Saturno, a um telescópio no Observatório Mauna Kea, no Hawaii, ao edifício na Universidade de Edimburgo que aloja as escolas de matemática, física e

meteorologia, entre outros.

Julius Robert von MAYER (1814-1878)

Médico, químico e físico alemão, um dos fundadores da termodinâmica.

Estudou medicina na Universidade de Tubingen. Depois de uma estada em Paris, foi médico de bordo num veleiro holandês numa viagem a Jacarta.

Apresentou em 1841 um dos primeiros enunciados da Primeira Lei da Termodinâmica: “A energia não pode ser criada nem destruída”.

Derivou a relação de Mayer entre os calores específicos a pressão constante e a volume constante para um gás perfeito.

Em 1842, descreveu a reacção de oxidação como sendo a fonte primária de energia para qualquer ser vivo. Afirmou também que as plantas convertem luz em energia química.

O seu trabalho sobre o equivalente mecânico do calor foi menosprezado face ao de Joule, a quem foi atribuída a prioridade na descoberta. Isto provocou-lhe graves problemas de saúde.

Recebeu um doutoramento honorário na Universidade de Tubingen em 1859, a cruz de Cavaleiro da Ordem da Coroa (Württemberg) em 1867, e o prémio Poncelet em 1869.

UNIDADES

Tabela 12 – Unidades e grandezas de base do SI		
Unidade		Grandeza
Nome	Símbolo	
metro	m	Comprimento
quilograma	kg	massa
segundo	s	tempo
ampere	A	corrente eléctrica
kelvin	K	temperatura termodinâmica
mole	mol	quantidade de matéria
candela	cd	intensidade luminosa

Tabela 13 – Prefixos e símbolos para múltiplos decimais das unidades SI			
Nome	Símbolo	Factor	
yotta	Y	$10^{24} = 1\ 000\ 000\ 000\ 000\ 000\ 000\ 000\ 000$	quadrilião
zetta	Z	$10^{21} = 1\ 000\ 000\ 000\ 000\ 000\ 000\ 000$	milhar de trilião
exa	E	$10^{18} = 1\ 000\ 000\ 000\ 000\ 000\ 000$	trilião
peta	P	$10^{15} = 1\ 000\ 000\ 000\ 000\ 000$	Milhar de bilião
tera	T	$10^{12} = 1\ 000\ 000\ 000\ 000$	Bilião
giga	G	$10^9 = 1\ 000\ 000\ 000$	Milhar de milhão
mega	M	$10^6 = 1\ 000\ 000$	Milhão
kilo	k	$10^3 = 1000$	Milhar
hecto	h	$10^2 = 100$	Centena
deca	da	$10^1 = 10$	Dezena

Tabela 14 – Prefixos e símbolos para sub-múltiplos decimais das unidades SI		
Nome	Símbolo	Factor
deci	d	$10^{-1} = 0,1$
centi	c	$10^{-2} = 0,01$
mili	m	$10^{-3} = 0,001$
micro	μ	$10^{-6} = 0,000\ 001$
nano	n	$10^{-9} = 0,000\ 000\ 001$
pico	p	$10^{-12} = 0,000\ 000\ 000\ 001$
femto	f	$10^{-15} = 0,000\ 000\ 000\ 000\ 001$
atto	a	$10^{-18} = 0,000\ 000\ 000\ 000\ 000\ 001$
zepto	z	$10^{-21} = 0,000\ 000\ 000\ 000\ 000\ 000\ 001$
yocto	y	$10^{-24} = 0,000\ 000\ 000\ 000\ 000\ 000\ 000\ 001$

Tabela 15 – Algumas unidades derivadas do SI com nomes e símbolos especiais				
Grandeza derivada	Unidade		Expressão equivalente	
<i>nome</i>	<i>nome</i>	<i>símbolo</i>	<i>Em outras unidades SI</i>	<i>Em unidades SI de base</i>
frequência	hertz	Hz		s^{-1}
força	newton	N		$m \cdot kg \cdot s^{-2}$
trabalho, energia, calor	joule	J	$N \cdot m$	$m^2 \cdot kg \cdot s^{-2}$
temperatura Celsius	grau Celsius	$^{\circ}C$		K
pressão	pascal	Pa	$N \cdot m^{-2}$	$m^{-1} \cdot kg \cdot s^{-2}$
potência	watt	W	$J \cdot s^{-1}$	$m^2 \cdot kg \cdot s^{-3}$
capacidade térmica	joule por kelvin	$J \cdot K^{-1}$		$m^2 \cdot kg \cdot s^{-2} \cdot K^{-1}$

Em 16 de Novembro de 2018, os Estados Membros do Bureau Internationale des Poids et Mesures fizeram uma revisão do Sistema Internacional de Unidades, alterando as definições do quilograma, ampere, kelvin e mole. Estas unidades básicas passam também a ser definidas em termos de constantes físicas.

As novas definições, baseadas em valores numéricos fixos da constante de Planck (h), da carga elementar (e), da constante de Boltzmann (k) e da constante de Avogadro (N_A), respectivamente, entrarão em vigor a 20 de Maio de 2019 (BIPM,

O leitor interessado poderá obter mais informação sobre o Sistema Internacional de Unidades em Almeida (2002).

MASSA E PESO

A distinção entre massa e peso causa por vezes alguma confusão. *Massa* é uma medida da quantidade de matéria que um corpo possui; *peso* é a força que a gravidade exerce sobre o corpo. A unidade SI para medir a massa é o quilograma (símbolo kg), enquanto para o peso, que é uma força, a unidade SI é o newton (símbolo N): força que comunica a um corpo, de massa igual a 1 quilograma, uma aceleração de 1 metro por segundo quadrado.

O peso de um corpo é o produto da massa do corpo pela aceleração da gravidade. Assim um corpo com a massa de um quilograma pesa à superfície da Terra, cerca de 9,8 N. Mas na linguagem corrente, dizemos que esse corpo “pesa” um quilograma. Quando exprimimos o peso em quilogramas, estamos de facto a usar uma unidade, o quilograma força (símbolo kgf), que faz parte de um sistema de unidades que caiu em desuso face ao SI, e cuja utilização é hoje desaconselhada. Mas os hábitos levam tempo a mudar!

Um homem que “pese” 70 kg na Terra “pesará” na Lua cerca de 12 kg (deveria ter escrito 70 kgf e 12 kgf!) devido à diferença na aceleração da gravidade entre os dois locais, mas a sua massa será obviamente a mesma (70 kg).

Se colocarmos uma certa quantidade de líquido numa centrífuga verificamos que quando a máquina começa a rodar, o líquido se encosta às paredes laterais. Isto deve-se à força centrífuga, que surge devido ao facto de o líquido ter massa. Mas quando se pára o movimento, é o peso do líquido que o leva a regressar ao fundo do recipiente.

Uma forma sugerida de interiorizarmos o newton como unidade de força (e, portanto, de peso) é lembrarmo-nos da história (muito provavelmente apócrifa) que relata a forma como Newton descobriu a lei da atracção universal, quando uma maçã lhe caiu em cima da cabeça. Como 1 newton é aproximadamente 1 décimo de quilograma força, então uma maçã pesa aproximadamente 1 newton. Logo, ao pensar em newton pense numa maçã!

METÁFORAS, ANALOGIAS E MODELOS

Há conceitos científicos que são como cristais, polifacetados. Muito depois de serem apreendidos pela primeira vez, ainda encontramos ângulos de análise que nos surpreendem, permitindo vê-los como uma novidade, sob uma nova luz. Este enriquecimento da compreensão que já tínhamos surge por vezes na forma de uma metáfora.

Embora alguns autores se tenham manifestado contra o uso de analogias e metáforas, de forma mais absoluta ou mais atenuada, é nossa opinião que estas “figuras de estilo” constituem uma ferramenta importante na comunicação de ciência.

Diferenças e semelhanças entre metáforas e analogias

Existem inúmeras definições de metáfora e analogia, consoante os critérios de cada autor que as define.

Metáfora

A palavra metáfora (*metapherein*), vem do grego e significa "transportar".

Apresentam-se seguidamente algumas definições de metáfora existentes na literatura, citadas em (Oliveira,1996).

"A metaphor is the transposing of an image or association from one state or arena of meaning to another, highlighting similarities, differences and/or ambiguities" (Duhl, 1983).

"The intentional creation and spontaneous process of metaphoring seem to me to be the key phenomena in the developmental processes of decentralizing" (Piaget, 1978)

"a collection of imagery properties which may be explored for establishing certain theories in pure mathematics in a way more intelligible to many minds and more applicable to physical problems than that in which algebraic symbols alone are used"

(James Clerk Maxwell, 1890)

"A metáfora é o resultado da tensão entre dois termos numa enunciação metafórica" (Ricoeur, 1976). Esta definição está aqui colocada apenas como exemplo de definição circular. Mesmo os melhores filósofos podem escrever frases destas!

"processo interactivo baseado num processo de mapeamento entre o alvo e a fonte" (Gentner e Toupin, 1986).

Esta introdução do *processo de mapeamento* na definição é quanto a nós essencial e a sua discussão será retomada mais adiante.

Analogia

Etimologicamente significa "de acordo com a razão " (do Grego: *ana* "de acordo com" e *logos*, "razão"). Originariamente era um conceito matemático significando "proporção" (Haaparanta, 1992).

Após a leitura das definições de metáfora, as definições de analogia deixam uma impressão de *déjà vu*. Seguem-se duas dessas definições.

"Analogia é um processo pelo qual se podem identificar semelhanças entre conceitos diferentes" (Glynn, 1991).

"An analogy is a correspondence in some respects between concepts, principles, or formulas otherwise dissimilar. More precisely, it is a mapping between similar features of those concepts, principles, and formulas" (Glynn et al., 1989)

Diferenças entre os conceitos

Para alguns autores, analogia e metáfora são termos que podem ser utilizados indistintamente. É esta a abordagem que utilizamos no nosso trabalho. Ficam, no entanto, aqui algumas referências de autores que estabelecem a diferença, coligidas em Oliveira (1996).

Duit (1991) distingue analogia de metáfora. Ambas são comparações sendo a analogia uma comparação explícita e a metáfora não. No entanto, sugere que podem ser transformadas uma na outra, pois que a diferença constitui só um pequeno degrau.

Segundo Howard (1989), a metáfora e a analogia estão relacionadas. Uma analogia faz

uma comparação explícita ligada por palavras "como" e "semelhante a" ou começando a frase por expressões do tipo: "suponha que" ou " imagine que".

Davidson (1979) sintetiza as posições mais comuns sobre a relação entre metáfora e analogia:

"Both analogies and metaphors express comparisons and highlight similarities, but they do this in different ways. An analogy explicitly compares the structures of two domains; it indicates identity of parts of structures. Analogies and metaphors may therefore be viewed as polarities, with in principle may be transformed into one another; that is, analogies may be seen as metaphors, metaphors as analogies".

Recorrendo novamente a Oliveira (1996), transcrevemos um curto léxico sobre a problemática que temos vindo a discutir.

Alvo ("target") - objecto desconhecido, total ou parcialmente que vai ser compreendido, descrito, ilustrado, explicado ou previsto através da utilização da metáfora ou analogia.

Fonte ("source") - objecto conhecido que vai ser usado para compreender, descrever, ilustrar, explicar ou prever o alvo.

Mapear ("mapping") - processo cognitivo de fazer corresponder os atributos ou as relações entre a fonte e o alvo. Este mapear pode ser interpretado somente como uma correspondência entre os conceitos ou uma correspondência entre domínios conceptuais.

Transferência analógica ("transfer") - processo cognitivo de transferir os atributos ou as relações da fonte para o alvo resultantes dos processos de mapear e de seleccionar.

Metaforizar - processo cognitivo de compreender, utilizar ou produzir metáforas e/ou analogias.

Linguagem Metafórica - quando se está a referir conjuntamente ou indiscriminadamente a metáfora ou a analogia.

Metáforas e Modelos

A percepção da realidade física não é imediata, pelo que a ciência evolui através da construção de modelos. Os modelos não são em geral metafóricos, embora alguns o possam ser. Mas têm algo em comum com as metáforas e analogias: sendo os modelos assumidamente uma representação simplificada da realidade física, há um mapeamento entre elementos do modelo e certos atributos da realidade, de forma que através do comportamento desses elementos no modelo conseguimos fazer previsões sobre o mundo real.

Como se trata de uma representação simplificada, nem todos os atributos do real são mapeados no modelo. Daí que as previsões do modelo só possam ser feitas no âmbito dentro do qual o modelo foi construído, e que tentativas para extrapolar para fora desse âmbito conduzam em geral ao insucesso. Isto é válido tanto para modelos físicos - onde o desempenho de uma peça de equipamento em escala reduzida nos permite inferir como se vai comportar o equipamento à escala real - como para modelos matemáticos, onde o comportamento do mundo real é simulado por equações que resolvidas analiticamente ou por meios computacionais, permitem que o nosso conhecimento avance.

Esta “não identidade” entre modelo e realidade foi expressa de forma extremamente concisa por Alfred Korzybski: **“O mapa não é o território”**. Esta expressão aparece pela primeira vez impressa numa sua apresentação a um meeting da AAAS – American Association for the Advancement of Science – em New Orleans, Louisiana, em 1931.

Na sua concisão, a expressão constitui uma *metáfora do papel dos modelos em ciência: não são a realidade, mas representam-na de forma adequada no âmbito dentro do qual foram criados.*

Anos mais tarde, Jorge Luís Borges, que com frequência utilizava citações inventadas, leva a expressão de Korzybski ao limite da ironia ao publicar o seguinte texto, que atribui a Suárez Miranda, *Viajes de varones prudentes*, IV, cap. 45, Lérida, 1658, intitulado:

Do rigor em ciência

... Naquele Império, a Arte da Cartografia conseguiu tal perfeição que o mapa de uma só Província ocupava toda uma Cidade e o mapa do Império toda uma Província. Com o tempo, esses Mapas Desmesurados não satisfizeram e os Colégios de Cartógrafos levantaram um Mapa do Império que tinha o tamanho do Império e coincidia pontualmente com ele. Menos Dadas ao Estudo da Cartografia, as Gerações Seguintes consideraram que esse dilatado Mapa era Inútil e não sem Impiedade o entregaram às Inclemências do Sol e dos Invernos. Nos desertos do Oeste perduram despedaçadas Ruínas do Mapa, habitadas por Animais e por Mendigos; não há em todo o País outra relíquia das Disciplinas Geográficas.

Metáforas na construção da ciência

A história da ciência apresenta vários exemplos famosos do uso de metáforas.

É conhecida a forma como o químico August Kekulé, que formulou a estrutura do anel benzénico, atribui essa ideia a um sonho que teve em que uma serpente mordida a própria cauda.

A “árvore da vida” proposta por Charles Darwin para representar a evolução das espécies é novamente uma metáfora.

Sadi Carnot (1824), no seu *Réflexions sur la Puissance Motrice du Feu et sur les Machines Propres à Développer Cette Puissance*, publicado em 1824, desenvolve a teoria subjacente à máquina a vapor e à forma como ela produz trabalho por analogia com uma queda de água e o trabalho útil que é possível extrair desta.

Robert Hooke chamou *cell* à célula, porque ao examinar ao microscópio um pedaço de cortiça, aquilo que viu lembrou-lhe as pequenas celas dos monges nos mosteiros.

Kepler desenvolveu o conceito de movimento dos planetas por comparação com um relógio.

Huygens usou as ondas na superfície da água para teorizar o carácter ondulatório da luz.

Vários exemplos existem de metáforas que por serem tão utilizadas, foram interiorizadas até perderem o seu carácter metafórico. É o que se passa com a *corrente eléctrica* (sugerida pelo escoamento de um fluido numa conduta), o *campo magnético*

(originado pela ideia de uma extensão de terreno), a informação *armazenada na nuvem* (quando sabemos que os ficheiros estão em servidores, alojados não sabemos onde, mas certamente num local menos diáfano do que uma nuvem).

A estas metáforas, que na realidade já não o são, chamam os linguistas “*metáforas mortas*”.

Metáforas na comunicação da ciência

Mencionam-se apenas dois exemplos de grandes comunicadores de ciência.

Richard Feynman, nas suas lendárias “Lectures on Physics” (colocadas online em <http://www.feynmanlectures.caltech.edu/>), utiliza analogias e metáforas de forma extremamente criativa.

Peter Atkins publicou em 1995 um livro que é todo ele uma metáfora. Nesse livro (Atkins, 1997) a Tabela Periódica é descrita como um território (um reino) com colinas, vales, planícies, lagos onde se situam os diversos elementos químicos.

Advertências contra o uso inadequado de metáforas

Bachelard analisa a linguagem metafórica de um ponto de vista filosófico: “as imagens (...) são, ao mesmo tempo, boas e más, indispensáveis e prejudiciais, é preciso usá-las com medida enquanto são boas e desembaraçar-se imediatamente delas quando se tornam prejudiciais.”

“(...) há que desqualificar o uso figurativo de analogias e metáforas quando pretendem ser imagens-reflexo, mais ou menos exactas, de uma realidade oferecida à investigação, ou seja, quando pretendem passar por cópias fiéis dessa realidade; há que as desqualificar quando se transformam em esquemas gerais que permanecem (obstáculos epistemológicos) em vez de assumirem um papel transitório” (Bachelard, 1951, citado por Santos, 1991).

Philip Ball (2011) considera que as metáforas influenciam a forma como pensamos. Cita um estudo de Thibodeau e Boroditsky (2011), da Universidade de Stanford que mostra que as pessoas aprovam diferentes respostas em relação ao crime conforme este é

apresentado como um “monstro” ou um “vírus” que se espalha na sociedade. No primeiro caso são partidários de leis mais duras, enquanto no segundo advogam soluções como a reabilitação. E manifesta-se contra metáforas do tipo “o gene egoísta”, título do famoso livro de Richard Dawkins, porque a ideia de que os genes são egoístas é totalmente desnecessária para entender como funcionam, e é em muitos aspectos enganadora.

Thomas S. Kuhn (1970) alerta principalmente para o facto de que as metáforas não são imutáveis: “Metaphor plays an essential role in establishing a link between scientific language and the world. Those links are not, however, given once and for all. Theory change, in particular, is accompanied by a change in some of the relevant metaphors and in the corresponding parts of the network of similarities through which terms attach to nature.”

Um exemplo é o modelo do átomo de Bohr, que usa a analogia de um sistema solar em miniatura, com o núcleo no centro (o “sol”) e os electrões orbitando em volta dele (os “planetas”). Esta analogia é hoje apenas utilizada em abordagens muito elementares da física, tendo sido ultrapassada por conceitos mais complexos (a nuvem electrónica, os orbitais).

Boyd (1979), examinando as possíveis desvantagens de usar metáforas na ciência, conclui que “metaphors are appropriate as constituents of scientific theories, so long as their use is governed by realistic standards of precision.” Observa que “Metaphors should be employed only when there is good evidence that an important similarity or analogy exists between the two elements being compared.”

Uma advertência frequente em relação ao uso de metáforas é também comum no que se refere aos modelos: devem ser usados, umas e outros, sempre dentro do seu campo de aplicação.

A metáfora na linguagem quotidiana

Lakoff e Johnson (1980) defendem que, muito para além do uso de metáforas em situações particulares, *toda a linguagem quotidiana está alicerçada em metáforas*, ou seja, a linguagem de todos os dias é metafórica, mas essa situação está tão interiorizada que não nos apercebemos. Assim, consideram

1. Metáforas estruturais (por exemplo, “Time is money”), e mostram que o vocabulário que usamos em relação ao tempo reflecte essa metáfora: poupar e gastar tempo, investir tempo numa dada actividade, etc.

2. Metáforas orientacionais (“Happy is up”, “negative mood is down”), ancoradas na experiência física e cultural.

3. Metáforas ontológicas, quando personificamos conceitos que o não são, como “a inflação come as poupanças” ou “os mercados ficam nervosos”.

Alguns exemplos de metáforas que usamos com frequência na linguagem corrente:

“*lavar a acta da reunião*”, “*o lobo na pele do cordeiro*”, “*a ovelha negra da família*”,

“*ataque cirúrgico*”, “*limpeza étnica*”...

Quase podemos dizer que vivemos num mundo metafórico.

REFERÊNCIAS

Almeida, Guilherme de (2002), SISTEMA INTERNACIONAL DE UNIDADES (SI). GRANDEZAS E UNIDADES FÍSICAS - terminologia, símbolos e recomendações, 3ª edição, Plátano Editora, S. A., Lisboa.

Atkins, P. W. (1994), *The candle revisited*, in *The candle revisited: essays on science and technology*, Day P. and Catlow C.R.A. (editors), Oxford University Press.

Atkins, P. (1997), *The Periodic Kingdom: A Journey into the Land of the Chemical Elements* (Science Masters Series), Basic Books, UK.

Bachelard, Gaston (1951), *L'activité rationaliste de la physique contemporaine*, Bibliothèque de philosophie contemporaine, Presses Universitaires de France, 1965, ©1951.

Bachelard, Gaston (1961), LA FLAMME D'UNE CHANDELLE., Paris : Les Presses universitaires de France, 1961. Edição electrónica produzida em 2013.
[<http://classiques.uqac.ca/>]

Bachelard, Gaston (1972), *Filosofia do Novo Espírito Científico - A filosofia do não*, Biblioteca de Ciências Humanas, Editorial Presença.

Ball, Philip (2011), *A metaphor too far*, Published online 23 February 2011 | Nature | doi:10.1038/news.2011.115

Berkés, Istvan (1992), A FÍSICA DO QUOTIDIANO, editorial Gradiva, Lisboa.

BIPM (2019), Página do Bureau International des Poids et Mesures
<https://www.bipm.org/en/measurement-units/rev-si/>

Boyd R. (1979), *Metaphor and theory change: what is “metaphor” a metaphor for?* (Ortony A. ed.), *Metaphor and thought*. Cambridge University Press, UK.

Bryson, Bill (2010), BREVE HISTÓRIA DE QUASE TUDO, Bertrand Editora, Lisboa.

Carnot, S. (1824), *Réflexions sur la Puissance Motrice du Feu et sur les Machines*

Propres à Développer Cette Puissance, visto em https://fr.wikisource.org/wiki/R%C3%A9flexions_sur_la_puissance_motrice_du_feu, a 08/06/2018.

Duhl, S. (1983), *From the Inside Out and Other Metaphors: Creative and Integrative Approaches to Training in Systems Thinking*. New York: Brunner/Mazel.

Duit, R. (1991). *On the Role of Analogies and Metaphors in Learning Science*. Science Education, 75(6), 649-672.

Dull, Robert A., Richard J. Nevle, William I. Woods, Dennis K. Bird, Shiri Avnery, and William M. Denevan (2010), “*The Columbian Encounter and the Little Ice Age: Abrupt Land Use Change, Fire, and Greenhouse Forcing*.” *Annals of the Association of American Geographers* 100 (2010): 755–71. doi:10.1080/00045608.2010.502432.

Faraday, M. (1861). *A course of six lectures on the chemical history of a candle*. Royal Institution of Great Britain, London.

Faraday's chemical history of a candle (1988), Chicago Review Press, Chicago.

Faraday, Michael (2011), *A História Química de uma Vela - Curso de seis lições*, Imprensa da Universidade de Coimbra.

Frazer, James George (2013), *Myths of the Origin of Fire - An Essay*, Dutt Press (eBook)

Feynman, Leighton e Sands (1964), *The Feynman Lectures on Physics*, disponível em <http://www.feynmanlectures.caltech.edu/> (visto em Fevereiro 2019)

Gentner, D., Toupin, C. (1986), *Systematicity and Surface Similarity in the Development of Analogy*. *Cognitive Science*, 10, 277-300.

Glynn, S. M. (1991), *Explaining Science Concepts: a Teaching with Analogies Model*. In S.M. Glynn, R.H. Yearny and B.K. Briton (Eds.), *The Psychology of Learning Science* (pp. 219-240). Hillsdale, New Jersey: Lawrence Erlbaum Associates.

Glynn, S., Sloan, P., Radford, D. (1989), *Teaching Science Concepts with Analogies*. Unpublished Manuscript, Symposium of University of Georgia. Athens.

Haaparanta, L. (1992), *The Analogy Theory of Thinking*. *Dialectica*, 46(2), 169-183.

Howard, R. (1989), *Teaching Science with Metaphors*. *School Science Review*, 70 (2),

100-103.

HUYGENS, Christiaan (1690), *Traité de la Lumière*, Leyden. Versão inglesa disponível no Projecto Gutenberg em 2005.

Joule, J.P. (1845) *On the Mechanical Equivalent of Heat*, Brit. Assoc. Rep., Trans. Chemical Sect, p.31, read before the British Association at Cambridge, June 1845

Joule, J.P. (1845a). *On the Existence of an Equivalent Relation between Heat and the ordinary Forms of Mechanical Power*, Philosophical Magazine. 3. 27 (179): 205–207. doi:10.1080/14786444508645256. (carta aos Editores do Philosophical Magazine and Journal)

Kuhn, T S. (1970), *The structure of scientific revolutions*, University of Chicago Press, Chicago.

Lackoff, George and Mark Johnson (2003), *Metaphors we live by*, University of Chicago Press.

Maxwell, J. C. (1890). *The Scientific Papers of J. C. Maxwell, II*. Address to the Mathematical and Physical Sections of the British Association. British Association (Report, 1870), 11. Reprinted in W. D. Niven (Ed.), Cambridge: Cambridge University Press.

Newton, Isaac (1704). *Opticks: or, a treatise of the reflexions, refractions, inflexions and colours of light. Also two treatises of the species and magnitude of curvilinear figures*, London.

Oliveira, Maria T. M. (1996), *A Metáfora, a analogia e a construção do conhecimento científico no ensino e na aprendizagem. Uma abordagem didáctica.*, Tese de Doutoramento, Faculdade de Ciências e Tecnologia, Universidade Nova de Lisboa, 1996.

Piaget, J. (1978), *A Formação do Símbolo na Criança: Imitação, Jogo e Sonho, Imagem e Representação* (3ª ed). Rio de Janeiro: Zahar.

Priestley, J. (1772), *Observations on different kinds of air*. Phil Trans R Soc London 62: 147–264.

Ricoeur, P. (1976), *Teoria da Interpretação*. (Traduzido por Artur Morão). Biblioteca de

Filosofia Contemporânea. Lisboa: Edições 70.

Santos, Maria E. V. M dos (1991), *As concepções alternativas dos alunos à luz da epistemologia bachelardiana*. In: Mudança conceitual em sala de aula, um desafio pedagógico. Livros Horizonte, Lisboa, p.128-164.

Sagan, Carl (1983), COSMOS, Random House, Inc., New York.

Bibliografia adicional

Atkins, P. W. (1991), *Atoms, electrons, and change*, Scientific American Library, New York.

Bachelard, Gaston (1989), *A psicanálise do fogo*, Litoral Edições, Lisboa.

Calado, Jorge (2011), *HAJA LUZ! UMA HISTÓRIA DA QUÍMICA ATRAVÉS DE TUDO*, IST Press, Lisboa.

Hamins, Anthony, Mathew Bundy e Scott E. Dillon (2005), *Characterization of Candle Flames*, Journal of Fire Protection Engineering, Vol. 15, Novembro 2005.

Rossotti, Hazel (1993), *FIRE*, Oxford University Press.