

## Limites de inflamabilidade

Durante um incêndio, forma-se a capa de fumo. Uma capa de fumo é claramente uma composição complexa de gases diferentes. A certo momento, surgem as chamas nesta capa. Porque ocorre isto, da ignição se produzir num momento específico? E porquê ocorre nesse local? A resposta simples é que nesse momento forma-se “um triângulo de fogo completo”. A mistura (gasosa) de combustível e de oxigénio atingiu a temperatura determinada para a sua autoignição. Muitos Bombeiros lutam com este conceito. Como funciona realmente? Porquê uma certa mistura é muito pobre primeiro e logo mais tarde é muito rica? O artigo que se segue tenta explicar tudo isto numa forma compreensível.

### 1.1 Limites de inflamabilidade ou explosividade

Os limites de inflamabilidade ou de explosividade são um conceito importante para entender completamente o comportamento do fogo. Durante um incêndio, uma massa gasosa de combustível forma-se devido à pirólise. Estes gases de pirólise podem-se misturar com outros gases à sua volta. Quando tiverem formado gases inflamáveis suficientes, alcança-se o limite inferior de explosividade. O limite inferior de explosividade (LIE) e o limite inferior de inflamabilidade (LII) são dois conceitos distintos para o mesmo princípio. Muitos Bombeiros provavelmente já viram a abreviatura LIE num detetor multigás (“medidor de explosões”). Neste artigo, tentarei utilizar o termo limite inferior de explosividade porque se ajusta melhor com o sentido desejado. No momento em que uma mistura de fumo e ar passa por este limite inferior, esta pode-se inflamar. Como sucede numa mistura, num compartimento, como um dormitório, se estiver acima do limite inferior não explodirá. Quanto muito produzirá uma combustão lenta. Um facto importante a ter em mente é que este artigo, em essência, é sobre fogo e gases de incêndio. Os gases de incêndio contêm menos energia que o metano, que é o gás que se utiliza adiante neste artigo para ilustrar os princípios dos limites de inflamabilidade.



**Figura 1** Ignição numa mistura de gás e ar. Na imagem da esquerda, a ignição acaba de ocorrer. A frente de chama move-se de forma circular em todas as direções. Na imagem da direita mostra-se um incremento no volume de chamas. (Fotos: Karel Lambert)

Então, quando a quantidade de gases inflamáveis aumenta, a percentagem de gás inflamável na mistura aumentará. A certo momento, existirão demasiados gases

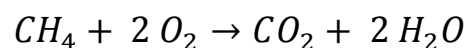
inflamáveis e a mistura já não se poderá inflamar. Isto chama-se limite superior de explosividade (LSE) ou melhor limite superior de inflamabilidade (LSI).

As misturas de oxigénio e de combustível que estão localizadas entre estes dois limites são inflamáveis. Podem inflamar-se (ver figura 1 e 2). Nalgum local entre estes dois limites está a mistura ideal, sendo esta a mistura que causa as explosões mais violentas. O artigo não se alongará sobre os limites explosivos do metano. Porém o fumo formado num incêndio é composto por muitos e diferentes gases. Contudo, o metano é um bom substituto para descrever os princípios dos limites de inflamabilidade.

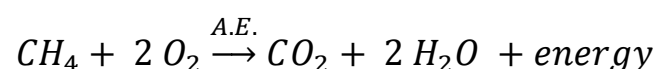


**Figura 2** Estas fotos mostram o restante processo de reação ilustrado na figura 1. A imagem da esquerda mostra a chama a propagar-se mais longe. Isto também é mostrado na imagem da direita. Nesta as chamas propagam-se ao longo de todo o volume, no qual a mistura está dentro do campo de inflamabilidade. (Fotos: Karel Lambert)

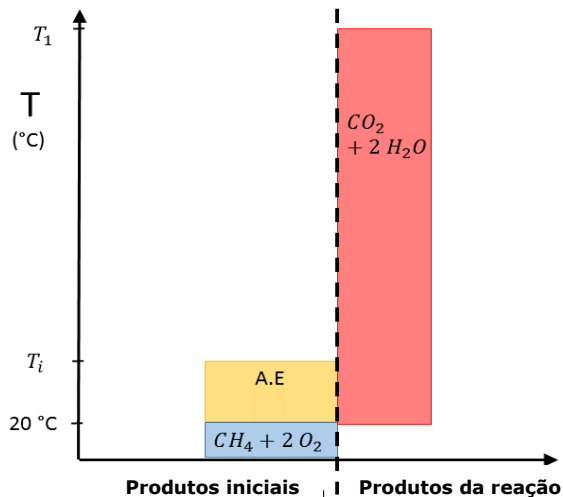
Abaixo, está a equação química que descreve a combustão do metano. O metano ( $\text{CH}_4$ ), é o nome científico do gás natural. Este gás utiliza-se, por exemplo, no fogão da cozinha. O metano pode ser inflamado quando o oxigénio ( $\text{O}_2$ ) está presente. Normalmente, ambos os componentes são gasosos. Nesta equação específica, existe uma molécula de metano que reage com duas moléculas de oxigénio. Após a reação ocorrer, já não existem mais moléculas de oxigénio nem de metano. Formaram-se uma molécula de dióxido de carbono ( $\text{CO}_2$ ) e duas moléculas de água ( $\text{H}_2\text{O}$ ). Uma mistura na qual todo o oxigénio, assim como todo o combustível tenha ardido, chama-se de mistura estequiométrica. Este é outro nome da mistura ideal.



Contudo, estas duas substâncias não são os únicos produtos da reação. A combustão do metano é uma reação exotérmica. Isto significa também que se produz energia. Vamos supor que uma mistura de metano e oxigénio se tinham formado. Nesta mistura existem duas moléculas de oxigénio por cada molécula de metano. Imaginemos que um total de um quilograma de metano está a arder. Isto produzirá 50MJ (Megajoules) de energia. Os trabalhos literários sobre física do fogo fornecem, informações detalhadas sobre este tema, se necessário for.



A reação não iniciará por si mesma. Se abrires a torneira do gás do fogão da cozinha, o gás natural começará a fluir. Este misturar-se-á com o ar, mas não se inflamará espontaneamente. Requer uma fonte de ignição. Tanto o oxigénio como o gás natural possuem uma temperatura de cerca 20°C. A energia de ignição fará que a temperatura aumente numa localização específica, pelo que será suficientemente alta para iniciar a reação: a temperatura de ignição. Quanto mais alta for a temperatura de ambos os gases, menor será a energia de ignição necessária. Por outras palavras, será necessária mais energia, durante o inverno com -20°C para inflamar a mistura, que se fosse durante o verão no exterior, com temperaturas de 30°C. Afinal de contas, a mistura necessitará ser aquecida cerca 50°C extra durante o inverno. Este é um fator importante,



**Figura 3** Ilustração gráfica da combustão ideal do metano em oxigénio puro. Os dois produtos (metano e oxigénio) estão aproximadamente á temperatura do compartimento (20°C). Uma certa quantidade de energia de ativação é adicionada e inicia-se a reação. Os produtos da reação são aquecidos até ás suas temperaturas finais. (Desenhado: Karel Lambert)

porque o fumo que proporciona o combustível durante o fogo pode diferir imensamente segundo a sua temperatura. Quanto mais alta for a temperatura do fumo, menos energia será necessária para o inflamar. Esta energia chama-se energia de ativação (EA)

A energia produzida durante a reação química fará que a temperatura dos produtos da reação seja maior que a temperatura inicial dos gases que tinham iniciado a reação. A energia química contida dentro do metano é convertida em energia térmica. De facto, é mais correto declarar que a energia é liberada durante a reação. Antes do processo de reação ocorrer, a energia está armazenada no gás metano. Na gíria quotidiana, simplesmente dizemos que se produz energia. Este conceito também se utiliza neste artigo.

A energia que foi libertada distribui-se entre os produtos da reação: CO<sub>2</sub> e água.

Quando a ignição ocorre na mistura, produz-se calor. Este calor propaga-se para as moléculas vizinhas. O calor produzido serve-lhes de energia de ativação. Produzindo uma reação em cadeia. A chama forma-se e propaga-se através da mistura. (Ver figura 1 e figura 2)

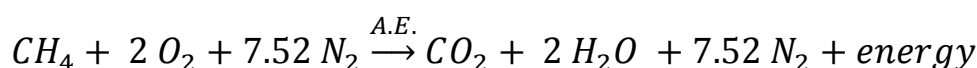
É possível ilustrar isto num gráfico. A figura 3 mostra a temperatura no eixo vertical. Os produtos iniciais estão na cor azul: CH<sub>4</sub> e o oxigénio. Neste caso particular, os produtos iniciais têm uma temperatura de 20°C. Esta é também a temperatura inicial da reação. A área de superfície do retângulo azul mostra a energia armazenada dentro destes dois gases. Isto significa que não é o eixo X o que representa a energia. A energia é ilustrada com o tamanho da área de superfície dos retângulos. O eixo X tem os produtos iniciais na esquerda da linha tracejada e do lado direito desta estão os produtos de reação.

Como foi acima referido, é necessário adicionar uma certa quantidade de energia de ativação aos gases. Para isso precisamos duma fonte de ignição. Podendo estar ser uma

chispa, um fósforo, uma superfície quente... A quantidade de energia que é preciso ser adicionada, é ilustrada com o retângulo laranja, e terá de ser adicionada até que os produtos iniciais tenham alcançado uma certa temperatura: temperatura de autoignição. Esta reação é ilustrada pela linha tracejada. Uma vez mais, à esquerda da linha de pontos, estão os produtos iniciais, e à direita os produtos que se tinham formado durante a reação. Também durante a reação, uma enorme quantidade de energia é produzida. Esta energia é utilizada para aquecer os produtos da reação. A figura 3 mostra que a temperatura final do CO<sub>2</sub> e da água é consideravelmente maior que a temperatura inicial. A temperatura dos produtos da reação é ilustrada por T<sub>1</sub> no desenho.

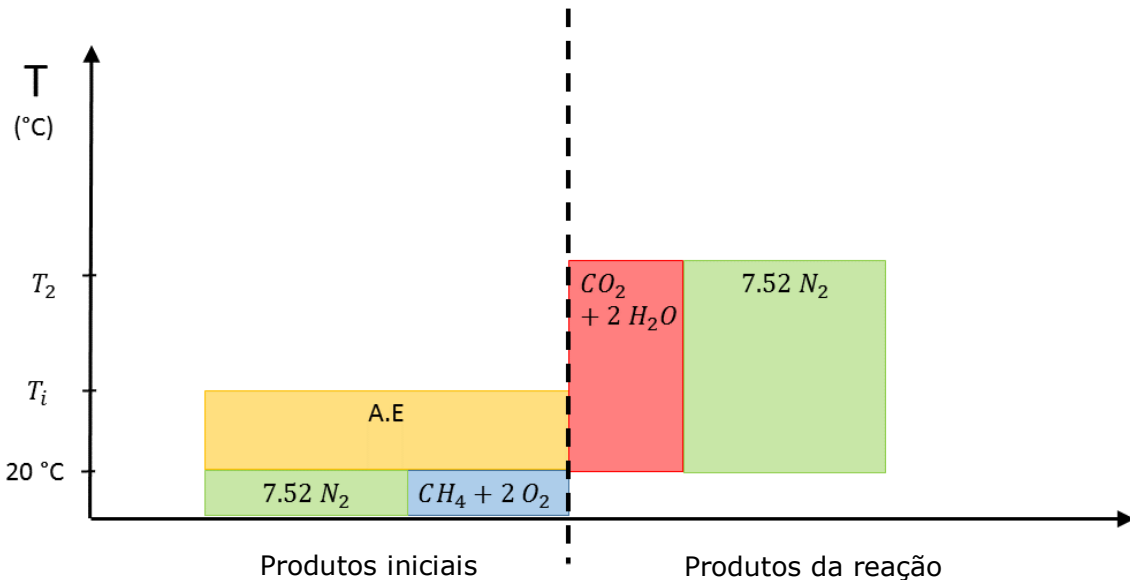
A energia produzida pela reação mostra-se pela superfície do retângulo vermelho. Esta energia térmica é o resultado do processo de combustão. É preciso referir que o eixo vertical não está à escala real. Se o retângulo vermelho tivesse de ser desenhado no seu tamanho real, seria de vários metros de altura, em vez dos poucos centímetros como está desenhado agora. Isto significa que todas as ilustrações que normalmente mostram a temperatura dos produtos da reação são "muito baixas"

Quando olhamos atrás para o nosso fogão de cozinha, algo diferente do descrito acima está a suceder. Na cozinha, o metano não arde em oxigénio puro. A mistura atual contém nitrogénio (N<sub>2</sub>) juntamente com o metano e o oxigénio. O ar existente à nossa volta é composto por 21% de oxigénio e 79% de nitrogénio. Isto significa que por cada molécula de oxigénio existem 3,76 moléculas de nitrogénio presentes. A equação química para a combustão do metano no ar é a seguinte:



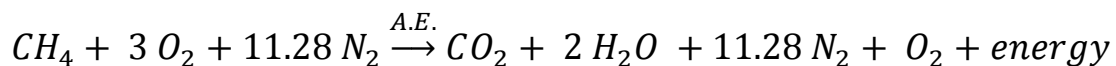
O gráfico desta reação também se alterou. Em ambos os extremos tinha sido adicionado um elemento extra. A figura 4 mostra o nitrogénio como dois rectângulos verdes. O nitrogénio está presente antes da combustão ocorrer. E embora não participe na reação química, precisará ser aquecido até T<sub>i</sub>. Afinal, a natureza esforça-se por manter tudo igual de quente ou de frio. Se queremos inflamar uma mistura (ou melhor dizendo: se queremos aquecer uma mistura até à sua temperatura de ignição), teremos que adicionar mais energia que no caso da mistura de oxigénio-metano. Isto é o que revela claramente o gráfico. O tamanho da área do retângulo laranja foi aumentado substancialmente. Uma mistura de metano e ar requer uma fonte de ignição mais potente que uma mistura de metano e oxigénio.

O resultado da combustão também é diferente. O nitrogénio não participa na reação química e pode ser encontrado posteriormente. Forma-se uma mistura de CO<sub>2</sub>, água e nitrogénio. O calor produzido é exatamente o mesmo que na situação anterior. Posteriormente, uma quantidade igual de metano está inflamada. Contudo, a quantidade produzida de calor tem agora que se distribuir entre três produtos diferentes. O nitrogénio absorverá uma grande quantidade de calor. A figura 4 mostra também que a temperatura final do processo da reação é mais baixa que a da figura 3: T<sub>2</sub> < T<sub>1</sub>. A superfície combinada da área dos retângulos vermelho e verde na figura 4 é igual à superfície do tamanho vermelho na figura 3. Isto pode ser visto claramente no gráfico.



**Figura 4** O gráfico ilustra a combustão ideal de metano no ar. Os retângulos verdes mostram o nitrogênio que não participa no processo de combustão. A temperatura dos produtos de reação à direita da linha tracejada é menor que no desenho anterior. A superfície dos retângulos vermelho e verde à direita desta linha, representam a energia térmica. (Desenhado: Karel Lambert)

Ambas as reações descritas acima estão a atuar com misturas ideais. Na realidade, uma mistura ideal raramente surge. Ou existe demasiado combustível, ou poderá existir demasiado oxigênio, afetando a reação. Imaginemos que existem agora três moléculas de oxigênio disponíveis em vez de duas. A reação seguirá o seguinte percurso

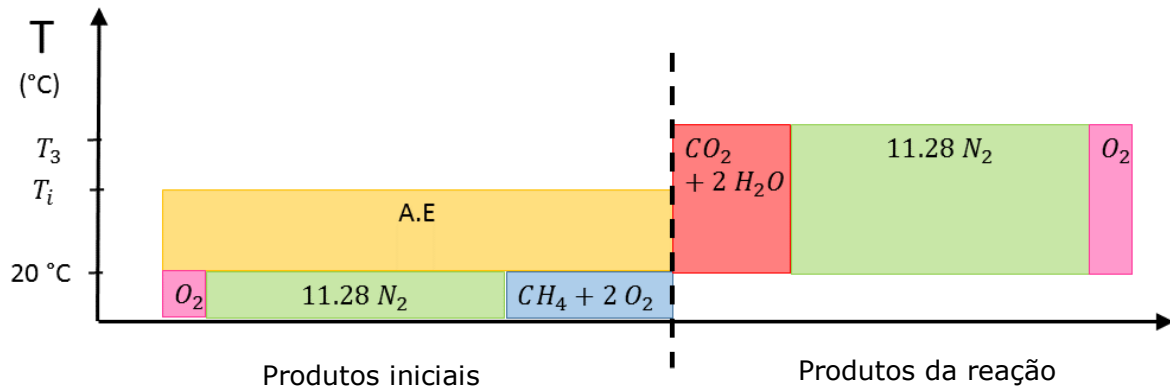


Aparte do oxigênio extra, existe também nitrogênio extra na mistura. Para cada molécula de oxigênio existem 3.76 moléculas presentes de nitrogênio. A reação alterar-se-á uma vez mais. Entre os produtos da reação, podemos ver o excesso desta molécula de oxigênio, e outra vez mais, isto altera gráfico.

À esquerda da linha tracejada na figura 5 estão os produtos iniciais. O retângulo azul continua a representar os produtos que formarão parte do processo de combustão: o metano e o oxigênio necessário para que essa quantidade arda. O retângulo verde mostra o nitrogênio. Contudo a quantidade de nitrogênio baixou e portanto o retângulo verde agora é mais amplo. O retângulo lilás indica o excesso de moléculas de oxigênio. Estamos a lidar com uma mistura pobre, aqui. Isto significa que existe menos combustível presente que numa situação ideal. O retângulo laranja aumentou o seu tamanho uma vez mais. Afinal, todos os produtos iniciais precisam ser aquecidos até  $T_i$  e isto inclui o oxigênio que não participa na reação química.

À direita da linha tracejada na figura 5, estão os produtos finais da reação. O retângulo vermelho mostra os produtos resultantes do processo de combustão. Estes gráficos são iguais aos anteriores. Aparte disso, está o nitrogênio (retângulo verde) e o oxigênio (retângulo lilás) que não participam no processo da reação. A energia que está a ser produzida, é igual à das situações anteriores. A superfície da área do retângulo vermelho na figura 3 é igual à superfície combinada de área dos retângulos vermelho, verde e lilás

na figura 5. Quando comparamos todos os gráficos, verifica-se mais claramente que a temperatura dos produtos da reação diminuem consoante mais elementos necessitam de ser aquecidos:  $T_3 < T_2 < T_1$ .



**Figura 5** O gráfico ilustra a combustão do metano com um excesso de ar. Os retângulos lilás mostram o excesso de oxigênio. Os retângulos verdes ampliaram-se comparativamente com os gráficos anteriores. A temperatura final dos produtos da reação, à direita da linha tracejada, é uma vez mais inferior do que no gráfico anterior. A superfície combinada da área de todos os retângulos que ilustram os produtos da reação, é igual à energia térmica produzida pela combustão. (Desenhado: Karel Lambert)

A temperatura dos produtos de reação atua como uma fonte de ignição para os gases vizinhos. Isto significa que os produtos da reação têm que fornecer a energia de ativação para os gases que lhes estão próximos. Os gráficos de cima mostram que a energia de ativação (EA) necessária, está a aumentar outra vez. Mas ao mesmo tempo, podemos ver que a temperatura final da combustão está a baixar em cada gráfico ( $T_3 < T_2 < T_1$ ). Em certo ponto, haverá excesso de oxigênio (e de nitrogênio), que fará com que os produtos da reação já não estejam suficientemente quentes para que atuem como fonte de ignição para os gases vizinhos. Então, já não será possível formar uma frente de chama. Para uma mistura com demasiado ar para a quantidade de combustível, este é onde o limite inferior de explosividade ou de inflamabilidade é alcançado.

Então, na figura 4, é possível adicionar  $\text{CH}_4$  extra em vez de oxigênio extra. No final do processo da reação existirá um excesso de metano em vez de oxigênio. simultaneamente, a quantidade de nitrogênio permanece a mesma. O excesso de metano necessitará de ser aquecido pela energia de ativação. Uma vez mais, este processo necessitará de mais energia de ativação já que existe de antemão mais metano. Este excesso de metano não arde e absorverá parte da energia produzida. Isto fará com que a temperatura geral dos produtos da reação diminuam. Em certo ponto, isto levará a uma mistura com demasiado metano, a frente da chama não se poderá ser formar. Este ponto é igual o limite superior de explosividade ou limite superior de inflamabilidade.

Os limites de explosividade são expressos em percentagem de volume. O limite inferior de explosividade (LIE) indica que percentagem de combustível precisa ser adicionada ao ar com a finalidade de formar uma mistura combustível. O limite superior de explosividade (LSE) indica que percentagem de combustível é necessária para que a mistura já não seja combustível.

Substância	LEL ou LFL (Vol %)	UEL ou UFL (Vol %)
Hidrogénio	4	75
Monóxido de carbono	12,5	74
Metano	5	15
Eptano	3	12,4
Propano	2,1	9,5
Butano	1,8	8,4
Metanol	6,7	36
Etanol	3,3	19
Acetona	2,6	13

O metano é um gás, comunmente conhecido como gás natural. O limite inferior de explosividade é de 5%. Isto significa que uma mistura com gás natural suficiente para que seja inflamável é: de 5% metano e 95% de ar, ou por outras palavras, 5% metano, 19.95% oxigênio e 75,05% de nitrogênio. O limite superior de explosividade é de 15%. Os valores de ambos limites são valores arredondados. Por vezes, na literatura, podem ser encontrados valores ligeiramente diferentes.

## 1.2 Balastro térmico

Quando olhamos os vários gráficos acima, podemos ver que a quantidade de gases que não participam no processo de combustão, é cada vez maior. Estes gases “aproveitam-se” da reação. Não contribuindo, mas querendo ser aquecidos pela energia de ativação. Isto significa que mais energia de ativação é necessária para inflamar a mistura. E posteriormente, também querem ser aquecidos pela energia que está a ser produzida. Isto dá origem a menores temperaturas finais.

Este efeito é descrito também como balastro térmico. As moléculas que não participam são limitadores no processo térmico. Elas dificultam o alcance duma combustão decente. Quando existem suficientes balastos, a combustão torna-se impossível.

Os balastos térmicos são um conceito importante para os serviços de Bombeiros. Um exemplo disto, que ainda não foi mencionado, é o adicionar vapor. Quando os Bombeiros iniciam o ataque interior, têm que arrefecer os gases. Para o conseguirem, aplicam gotas finas de água, em forma de nevoeiro, dentro da capa de fumo. As gotas de água absorverão energia, extraído-a da capa de fumo. Formando-se de imediato vapor. O vapor é um gás que se misturará com o fumo. Isto significa que um retângulo extra necessitará ser acrescentado ao lado direito nos gráficos de cima. O vapor não participa no processo de reação, mas absorverá parte da energia de ativação e parte da energia produzida pela reação. Inserindo vapor à mistura, esta pode-se tornar numa mistura não inflamável.

Na realidade, os Balastos extraem calor no processo de combustão. Todo o calor que é absorvido pelas moléculas que não participam na combustão, origina uma “perda” neste processo.

É interessante ver onde se produz a libertação de energia. Num incêndio ou numa reação de combustão (por exemplo uma chama duma vela), a energia que está a ser produzida o local exacto onde a combustão se desenvolve. De seguida, esta energia é propagada



através da condução, convecção e radiação. Quando demasiada energia desaparece da zona de reação, a combustão termina.

Este efeito pode ser estudado com a ajuda de uma vela. Uma vela arde com uma chama de difusão laminar. Isto significa que o oxigénio e o combustível estão a ser constantemente misturados na superfície da chama. Isto também significa que a extremidade superior da chama é "inflamada" pela energia que se produz na extremidade inferior desta. Quando uma grelha metálica é colocada no meio desta chama, esta corta-se. Isto sucede devido ao facto da malha de metal absorver e redirecionar o calor da chama. Os gases inflamáveis continuam a elevar-se através da malha, mas transferem o calor através da grelha metálica. Esta grelha transferirá posteriormente o calor ao ambiente. Por cima da grelha continua a existir uma mistura de oxigénio e combustível mas já não há energia suficiente para inflamar a mistura. Este fenómeno, onde uma chama já não se pode propagar porque a energia está a ser dirigida para outro local chama-se quenching ou arrefecimento.

Num incêndio num compartimento, este efeito evidencia-se de várias formas distintas. As paredes do compartimento no qual está o fogo, por exemplo, atuarão parcialmente como a grelha de metálica. No entanto, a sua influência no fogo é mais complicada. Nos momentos iniciais do incêndio, as paredes absorvem o calor, a quantidade exata dependerá das suas propriedades estruturais. Passado algum tempo, a superfície das paredes estará muito quente então a absorção do calor diminuirá. Isto não se passa de igual modo para a grelha metálica. O metal possui uma fantástica propriedade de condução de calor. A maioria dos metais utilizados na construção não possui essas propriedades. Isto sucede porque a absorção das paredes altera-se passado algum tempo.

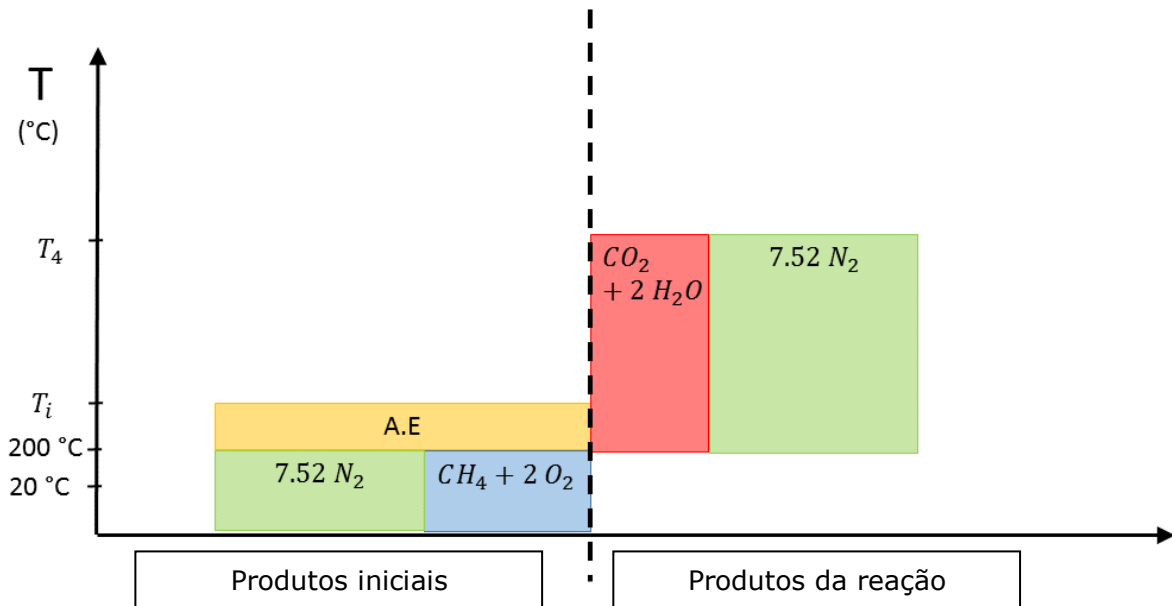
A segunda forma na qual este efeito está presente num compartimento incendiado ocorre quando os Bombeiros projetam gotas de água para as chamas. Cada gota individualmente pode absorver uma certa quantidade de energia. Quando duas gotas estão muito próximas uma da outra, absorverão tanta energia que uma chama terá dificuldade para passar através delas. Uma nuvem de gotas de água a movimentar-se através duma frente de chamas atuará como uma grelha de metal através da chama duma vela. A nuvem de gotas de água pode ter uma capacidade de arrefecimento tal que possa extinguir a chama.

Os blastos térmicos também atuam de outra forma. A figura 4 ilustra a combustão do metano no ar. Ambos os gases estão à temperatura do compartimento até à sua ignição. A energia de ativação necessita aquecer suficientemente os gases numa localização específica para iniciar a reação.

No texto anterior, o metano é utilizado para ilustrar a inflamabilidade do fumo, este raramente está à temperatura da habitação. A temperatura do fumo está condicionada pela taxa de libertação de energia do incêndio. Quando o fumo aquece eleva-se, afasta-se do incêndio e mistura-se com o ar, isto faz com que este arrefeça. A figura 6 ilustra a combustão ideal do metano e do ar. Contrariamente à figura 4, a mistura de gás e de ar está agora a uma temperatura superior à do compartimento. A temperatura da mistura está acima dos 200°C. Quando observamos a figura 6 comparando-a com a figura 4, verificamos agora que é necessária menos energia de ativação. A superfície do retângulo laranja é agora menor. Além disso, a temperatura final dos produtos é 180°C superior.

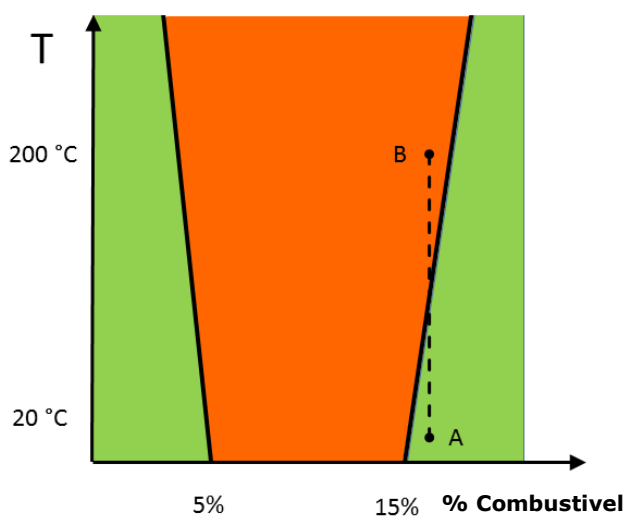


Afinal de contas, uma mesma quantidade de energia continua a ser produzida durante a combustão. Desde que a temperatura inicial seja 180°C maior que na figura 4, a temperatura final será 180°C maior também. Isto é mostrado pelo retângulo verde e vermelho que estão mais acima no eixo das abscissas da figura 6 que na figura 4:  $T_4 > T_2$ .



**Figura 6** Gráfico que ilustra a combustão ideal de metano no ar. Ambos os elementos possuem uma temperatura inicial de 200°C. Isto significa que a energia de ativação necessita ser menor que a necessária para inflamar a mistura da temperatura do compartimento. Isto é mostrado pelo retângulo laranja que tem menor superfície que o da figura 4. (Desenhado: Karel Lambert)

Outro aspeto importante dum temperatura inicial maior, é que o campo de inflamabilidade é ampliado e a quantidade de energia de ativação diminuída.



**Figura 7** Os limites de explosividade do metano relacionados com a temperatura. A mistura no ponto A não é inflamável. Quando a mistura é aquecida dos 20°C aos 200°C entra o ponto B. O ponto B está dentro do campo de inflamabilidade. (Desenhado: Karel Lambert)

Nos gráficos de cima, explicamos umas determinadas misturas que não se podiam inflamar porque a combustão não proporcionava energia de ativação suficiente para outras moléculas. Uma mistura que não podia ser inflamada a 20°C, porque a energia de ativação necessária era maior que a produzida, talvez pudesse ser inflamada a 200°C. A quantidade de energia produzida manteve-se igual, enquanto que a energia de ativação necessária era menor. Isto significa que o campo de inflamabilidade se expande quando a temperatura aumenta. Isto é especialmente importante durante as intervenções dos Bombeiros.

Afinal de contas, estes normalmente trabalham em temperaturas excep-

onalmente altas. A figura 7 mostra como uma mistura com mais de 15% de metano (ponto A) não é inflamável a uma temperatura de 20°C. Quando a mistura foi aquecida, tornou-se inflamável a certo momento. Podemos ver claramente que o ponto B está dentro do campo de inflamabilidade enquanto que antes não. A única alteração foi a da temperatura.

### 1.3 Observações finais.

Finalmente, necessitamos enfatizar que os parágrafos acima redigidos são simplificações da realidade. O metano é utilizado porque serve como um substituto fácil. Para além disto, o metano é o gás utilizado nas nossas cozinhas. Todo o mundo conhece o gás natural.

Durante um incêndio uma mistura inflamável não se forma só com metano e ar. A mistura é formada pelos gases de incêndio e gases de pirólise misturados com o ar. Os gases de incêndio são compostos por diferentes gases, para além do CO<sub>2</sub> e da água. Gases como o CO e o HCN estão a ser produzidos conjuntamente com outros. Cada um deles possui o seu próprio campo de inflamabilidade e temperatura de autoignição. Além de tudo isto, grandes quantidades de gases de pirólise estão a ser produzidos. Quanto menos ar houver para a combustão, mais gases destes se irão formar. Os gases de pirólise comportam-se de forma diferente do metano e dos gases de incêndio.

Então na realidade, a situação é mais complexa do que o acima descrito. Contudo, a ilustração simples que usa metano, pode ser suficiente para ajudar a explicar os limites de inflamabilidade. Estes limites, por sua vez, são muito importantes para clarificar os incêndios de rápido desenvolvimento como o backdraft, flashfire e a explosão de fumos. É por isso que é importante os Bombeiros estudarem os limites de explosividade mais aprofundadamente.

## 2 Bibliografia

- [1] *Introduction to fire dynamics 2<sup>nd</sup> edition, Dougal Drysdale, 1999*
- [2] *CFBT-instructor course for the Attack Cell, Karel Lambert, 2016*
- [3] *International fire behavior and suppression course, Lars Ågerstrand, Zweden, 2016*

Karel Lambert