

## Brandbaarheidsgrenzen

Tijdens een brand wordt een rooklaag gevormd. Een rooklaag is een vrij complexe samenstelling van verschillende gassen. Op een bepaald moment duiken vlammen op in de rooklaag. Hoe komt het eigenlijk dat er op dat moment een ontsteking plaatsvindt? En waarom juist op die plaats? De eenvoudige uitleg is dat er op dat moment een "complete branddriehoek" gevormd wordt. Het mengsel van (gasvormige) brandstof en zuurstof is op de juiste temperatuur gekomen om ontstoken te worden of tot zelfontbranding te komen. Veel brandweerlui hebben hier vragen bij. Hoe zit dit werkelijk in elkaar? Waarom is een mengsel eerst te arm en nog later te rijk? Hieronder wordt een poging gedaan om dit op een begrijpbare manier uit te leggen.

### 1.1 Brandbaarheidsgrenzen of explosiegrenzen

De brandbaarheidsgrenzen of explosiegrenzen zijn een belangrijk begrip om het gedrag van brand volledig te kunnen begrijpen. Tijdens een brand wordt er gasvormige brandstof geproduceerd door de pyrolyse. Deze pyrolysegassen kunnen zich mengen met de andere gassen in de omgeving. Als er voldoende brandbare gassen aanwezig zijn, dan is de *onderste explosiegrens* bereikt. In het Engels bestaan er voor deze onderste explosiegrens twee benamingen: de lower flammability limit (LFL) en de *lower explosive limit* (LEL). Beide benamingen zijn juist. Heel wat brandweermensen zullen de afkorting LEL al eens gezien hebben op een multigasdetector ("explosiemeter"). In dit artikel geef ik de voorkeur aan de benaming lower flammability limit omdat deze benaming een vlag is die de lading beter dekt. Vanaf het moment dat een mengsel van rookgassen en lucht voorbij deze onderste grens zit, kan het ontstoken worden. Een mengsel, in een ruimte zoals een slaapkamer, dat net boven de onderste explosiegrens zit, zal namelijk niet ontploffen. Er ontstaat hoogstens een trage verbranding. Een betere, Nederlandse benaming is dan ook de *onderste brandbaarheidsgrens*. Een belangrijke opmerking hierbij is dat deze tekst gaat over brand en brandgassen. Brandgassen bevatten minder energie dan methaan dat verder in deze tekst gebruikt wordt om de principes van brandbaarheidsgrenzen te illustreren.



**Figuur 1** Ontsteking van een mengsel van gas en lucht. Op de linker foto heeft de ontsteking net plaatsgevonden. Het vlamfront beweegt zich bolvormig in alle richtingen. Op de rechterfoto is het volume vlammen een stuk groter geworden. (Foto's: Karel Lambert)

Als er vervolgens steeds meer brandbare gassen vrijkomen zal het percentage brandbare gassen in het mengsel stijgen. Op een bepaald moment zijn er zoveel brandbare gassen

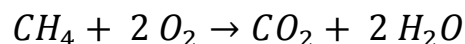
geproduceerd dat het mengsel niet meer kan ontstoken worden. Dit wordt de *bovenste explosiegrens* genoemd. De Engelse naam is de *upper flammability limit* (UFL) of *upper explosive limit* (UEL). Een betere, Nederlandse naam is dan de *bovenste brandbaarheidsgrens*.

Mengsels van zuurstof en brandstof die zich tussen deze twee grenzen bevinden zijn brandbaar. Ze kunnen ontstoken worden (zie Figuur 1 en Figuur 2). Ergens tussen deze twee grenzen bevindt zich het ideaal mengsel. Dit is het mengsel dat de heftigste explosie veroorzaakt. Hieronder worden de explosiegrenzen uitgewerkt voor het gas methaan. De rook die bij een brand geproduceerd wordt, bevat verschillende brandbare gassen. Toch is methaan een goede manier om de principes van de brandbaarheidsgrenzen te bespreken.

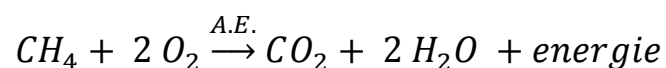


**Figuur 2** Deze foto's tonen het verdere verloop van de reactie in Figuur 1. Op de linker foto is het vlamfront verder aan het uitbreiden. Dit is ook geval op de rechter foto. Op deze manier verspreidt de vlam zich doorheen het volledige volume waarvan het mengsel in het brandbare gebied zit. (Foto's: Karel Lambert)

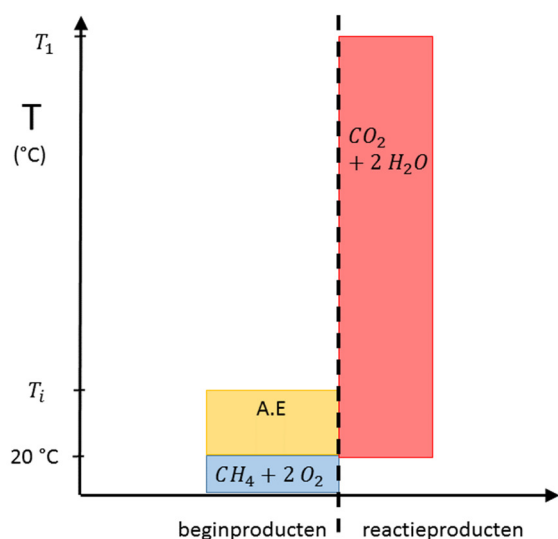
Hieronder wordt de reactievergelijking gegeven die de verbranding van methaan beschrijft. Methaan ( $\text{CH}_4$ ) is de wetenschappelijke naam voor aardgas. Dit is het gas dat gebruikt wordt in o.a. het keukenfornuis. Methaan kan verbrand worden in aanwezigheid van zuurstof ( $\text{O}_2$ ). Meestal zijn beide componenten zijn gasvormig. In die reactie is er één molecule methaan die reageert met twee moleculen zuurstof. Na de reactie is er geen spoor meer van het methaan noch van de zuurstof. Er zijn één molecule koolstofdioxide ( $\text{CO}_2$ ) en twee moleculen water ( $\text{H}_2\text{O}$ ) gevormd. Een mengsel waarbij alle zuurstof en alle brandstof verbrandt, wordt een *stoichiometrisch mengsel* genoemd. Dit is een andere naam voor een ideaal mengsel.



Dit zijn echter niet de enige producten van de reactie. De verbranding van methaan is een *exotherme* reactie. Dit wil zeggen dat er ook energie geproduceerd wordt. Stel dat er een mengsel gevormd wordt met methaan en zuurstof. In het mengsel zijn er twee zuurstofmoleculen voor elke molecule methaan. Stel dat er in totaal één kilogram aan methaanmoleculen verbrand wordt. Er zal dan 50 MJ (MegaJoule) aan energie worden opgewekt. In de literatuur over brandfysica is hier meer informatie over terug te vinden.



De reactie begint echter niet spontaan. Als je thuis de gaskraan van het keukenfornuis opendraait, dan komt er aardgas vrij. Dit aardgas mengt met lucht maar begint niet uit zichzelf te branden. Daarvoor is een ontsteking nodig. De zuurstof en het aardgas hebben een temperatuur van bijvoorbeeld 20°C. De ontstekingsenergie zal ervoor zorgen dat er plaatselijk een temperatuur ontstaat die hoog genoeg is om de reactie te starten: de ontstekingstemperatuur. Hoe hoger de begintemperatuur van de gassen, hoe kleiner de ontstekingsenergie zal zijn. Het zal met andere woorden in de winter buiten bij een temperatuur van -20 °C meer energie vragen om het mengsel te ontsteken dan in de zomer bij een buitentemperatuur van 30 °C. Het mengsel van zuurstof en brandstof dient immers 50 °C minder opgewarmd te worden. Dit is belangrijk want de rookgassen die de



**Figuur 3** Grafische voorstelling van de ideale verbranding van methaan in pure zuurstof. De twee producten (methaan en zuurstof) bevinden zich op omgevingstemperatuur (20 °C). Er wordt een hoeveelheid activatie-energie toegevoegd en de reactie begint. De reactieproducten worden opgewarmd tot hun eindtemperatuur. (Tekening: Karel Lambert)

brandstof levert tijdens een brand kunnen erg veel variëren in temperatuur. Hoe hoger de temperatuur van de rook, hoe minder energie er zal nodig zijn om de rookgassen te doen ontbranden. Deze energie wordt ook de *activatie-energie* (AE) genoemd.

De energie die geproduceerd wordt tijdens de reactie, zal ervoor zorgen dat de temperatuur van de reactieproducten hoger is dan de oorspronkelijke temperatuur van de gassen waarmee de reactie begon. De chemische energie die in het methaan zat, heeft zich omgezet in thermische energie. Het is dus eigenlijk correcter om te stellen dat tijdens de reactie energie vrijkomt. Voor de reactie ligt de energie opgeslagen in het methaan. In de spreektaal heeft men het echter over het produceren van energie. Deze bewoording zal ook in deze tekst gebruikt worden.

De vrijgekomen energie verdeelt zich dus over de producten van de reactie: CO<sub>2</sub> en water.

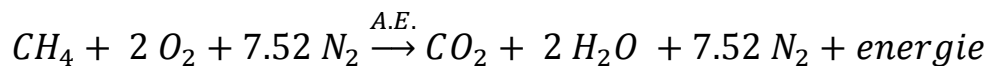
Als er ergens in het mengsel een ontsteking plaatsvindt, dan wordt daar warmte geproduceerd. Deze warmte zal zich verspreiden naar de naastliggende moleculen. De geproduceerde warmte dient dan als activatie-energie voor de naastliggende gasdeeltjes. Hierdoor ontstaat een kettingreactie. De vlam ontstaat en plant zich voort doorheen het mengsel (zie Figuur 1 en Figuur 2).

Het is ook mogelijk om dit grafisch voor te stellen. Op Figuur 3 staat op de verticale as de temperatuur aangeduid. In het blauw zijn de beginproducten aangeduid: CH<sub>4</sub> en zuurstof. In het geval van de tekening hebben de twee gassen een temperatuur van 20 °C. Dit is dan ook de begintemperatuur van de reactie. De oppervlakte van de blauwe rechthoek stelt de energie voor die in deze twee gassen opgeslagen is. Het is dus niet de X-as die de energie voorstelt. De energie wordt voorgesteld als een oppervlakte. Op de X-as worden links van de stippellijn de beginproducten weergegeven. Aan de rechterkant van de stippellijn staan de reactieproducten.

Zoals hierboven beschreven dient er een hoeveelheid activatie-energie aan de gassen worden toegevoegd. Dit zal gebeuren door een ontstekingsbron. Dit kan een vonk zijn, een lucifer, een heet oppervlak, ... De hoeveelheid energie die moet worden toegevoegd, wordt voorgesteld door de oranje rechthoek. Er moet energie toegevoegd worden totdat de beginproducten op een bepaalde temperatuur worden gebracht: de ontstekingstemperatuur  $T_i$ . Dit staat voor *ignition temperature* of ontstekingstemperatuur. De reactie zelf wordt voorgesteld door de zwarte stippellijn. Aan de linkerkant van de lijn staan de beginproducten. Rechts van de lijn staan de producten die tijdens de reactie gevormd worden. Tijdens de reactie wordt een heleboel energie geproduceerd. Deze energie wordt gebruikt om de reactieproducten op te warmen. Op Figuur 3 is te zien hoe de temperatuur van de  $CO_2$  en het water een stuk hoger ligt dan de begintemperatuur. De temperatuur van de reactieproducten wordt op de grafiek voorgesteld door  $T_1$ .

De geproduceerde energie wordt voorgesteld door de oppervlakte van de rode rechthoek. Dit is de thermische energie die het resultaat is van het verbrandingsproces. Het is belangrijk om te vermelden dat de verticale as niet op een ware schaal is. Indien de rode rechthoek op ware grote zou worden voorgesteld, dan zou hij verschillende meter hoog moeten zijn in plaats van het aantal centimeter dat er nu getekend staat. Dit heeft tot gevolg dat de alle volgende tekeningen een "te lage" voorstelling geven van de temperatuur van de reactieproducten.

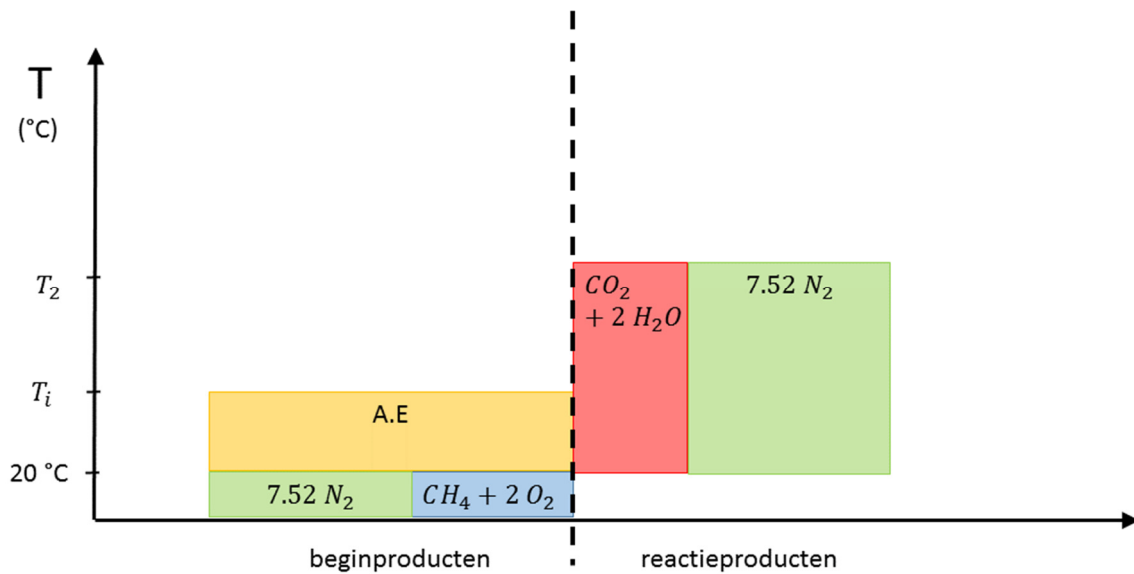
In de keuken gebeurt er echter iets anders dan hierboven beschreven werd. In de keuken vindt geen verbranding plaats van methaan in zuivere zuurstof. Het werkelijke mengsel bevat naast methaan en zuurstof ook nog stikstof ( $N_2$ ). In lucht zit er 21% zuurstof en 79% stikstof. Dit betekent dat er voor elke molecule zuurstof 3,76 moleculen stikstof aanwezig zijn. De reactievergelijking van de verbranding van methaan in lucht ziet er nu als volgt uit:



Ook de grafische voorstelling van deze reactie verandert. Aan beide kanten komt er namelijk een element bij. Op Figuur 4 wordt de stikstof ( $N_2$ ) voorgesteld door de groene rechthoeken. De stikstof is al aanwezig voordat de verbranding start. Hoewel de stikstof niet deelneemt aan de reactie, zal ze toch mee opgewarmd moeten worden tot  $T_i$ . De natuur streeft er immers na om alles even warm of even koud te maken. Als men het mengsel wil ontsteken (of anders geformuleerd: wil opwarmen tot de ontstekingstemperatuur), dan zal men dus meer energie moeten toevoegen dan het geval was voor een zuurstof-methaan mengsel. Dit is op de tekening duidelijk te zien. De oppervlakte van de oranje rechthoek is behoorlijk toegenomen. Een mengsel van methaan en lucht zal een sterkere ontstekingsbron nodig hebben dan een mengsel van methaan en zuurstof.

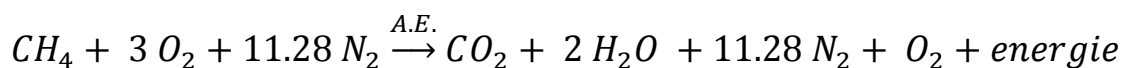
Het resultaat van de verbranding zal ook anders zijn. De stikstof neemt niet deel aan de reactie en is achteraf terug te vinden. Er ontstaat een mengsel van  $CO_2$ , water en stikstof. Er wordt exact evenveel warmte geproduceerd als in de vorige situatie. Er wordt immers even veel methaan verbrand. Deze hoeveelheid warmte moet nu verdeeld worden onder drie producten. De hoeveelheid stikstof zal een behoorlijke hoeveelheid warmte opslorpen. Op Figuur 4 is duidelijk te zien dat de eindtemperatuur van de reactie lager is dan op Figuur 3:  $T_2 < T_1$ . De gezamenlijke oppervlakte van de rode en de groene rechthoek in Figuur 4

gelijk is aan de oppervlakte van de rode rechthoek in Figuur 3. Dit is duidelijk te zien op de tekening.



**Figuur 4** De grafische voorstelling van de ideale verbranding van methaan in lucht. De groene rechthoeken stellen de stikstof voor die niet deelneemt aan de reactie. De temperatuur van de reactieproducten rechts van de stippellijn is lager dan in de vorige tekening. De oppervlakte van de rode en de groene rechthoek rechts van de stippellijn vertegenwoordigen de thermische energie. (Tekening: Karel Lambert)

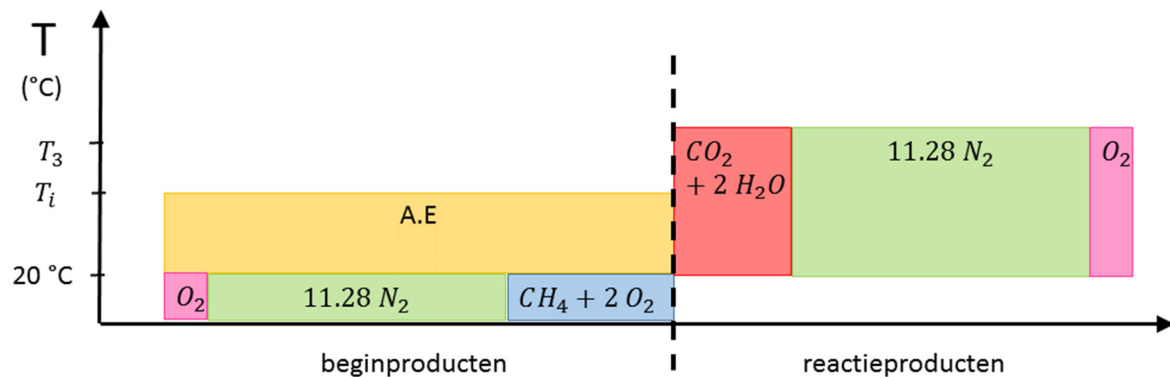
De twee reacties die hierboven werden besproken betreffen beide reacties met ideale mengsels. In realiteit zal er zelden een ideaal mengsel zijn. Ofwel is er brandstof te veel ofwel is er zuurstof te veel. Ook dit heeft een invloed op de reactie. Stel dat er drie moleculen zuurstof ter beschikking zijn in plaats van twee. Dan zit de reactievergelijking er als volg uit:



Er zit naast extra zuurstof ook extra stikstof in het mengsel. Per zuurstofmolecule zitten er immers 3,76 stikstofmoleculen in het mengsel. Daarom zijn er nu 11,28 moleculen stikstof aanwezig. Opnieuw verandert de reactie. Bij de producten van de reactie is de zuurstofmolecule terug te vinden die in overtal is. Dit zal ook een invloed hebben op de grafische voorstelling.

Links van de stippellijn op Figuur 5 staan de beginproducten voorgesteld. De blauwe rechthoek stelt nog steeds de producten voor die gaan verbranden: het methaan en de zuurstof die nodig is om de hoeveelheid methaan te verbranden. De groene rechthoek stelt de stikstof voor. De hoeveelheid stikstof is echter toegenomen en dus is de groene rechthoek breder geworden. De paarse rechthoek stelt de zuurstofmolecule voor die in overtal is. Het betreft hier namelijk een *arm mengsel*. Dit wil zeggen dat er minder brandstof is dan in de ideale situatie. De oranje rechthoek is opnieuw groter geworden. Alle beginproducten moeten immers opgewarmd worden tot  $T_i$ . Dit geldt ook voor de zuurstof die niet deelneemt aan de reactie.

Rechts van de stippellijn op Figuur 5 staan de eindproducten van de reactie. De rode rechthoek stelt de producten voor die het resultaat zijn van de verbranding. Deze zijn dezelfde als op de vorige figuren. Daarnaast zijn er de stikstof (groene rechthoek) en de zuurstof (paarse rechthoek) die niet deelnemen aan de reactie. De geproduceerde energie is gelijk aan de twee vorige gevallen. De oppervlakte van de rode rechthoek op Figuur 3 is gelijk aan de gecombineerde oppervlakte van de rode, groene en paarse rechthoek op Figuur 5. Bij het vergelijken van de drie figuren wordt duidelijk dat de temperatuur van de reactieproducten steeds verder afneemt naarmate er meer elementen moeten opgewarmd worden:  $T_3 < T_2 < T_1$ .



**Figuur 5** De grafische voorstelling van de verbranding van methaan in een overmaat aan lucht. De paarse rechthoeken stellen de overmaat zuurstof voor. De groene rechthoeken zijn breder geworden in vergelijking met de vorige tekening. De temperatuur van de reactieproducten, rechts van de stippellijn is opnieuw lager dan in de vorige tekening. De gezamenlijke oppervlakte van de rechthoeken die de reactieproducten voorstellen, staat gelijk aan de thermische energie. (Tekening: Karel Lambert)

De temperatuur van de reactieproducten dient echter als ontstekingsbron voor de naburige gassen. Zij moeten de activatie-energie leveren om de naastliggende gassen te ontsteken. Op de verschillende tekeningen is echter duidelijk te zien dat de nodige ontstekingsenergie (AE) steeds groter wordt. Daar staat tegenover dat de eindtemperatuur van de verbranding steeds lager wordt ( $T_3 < T_2 < T_1$ ). Op een bepaald moment is er zoveel zuurstof (en stikstof) te veel dat de gevormde producten niet meer warm genoeg zijn om te dienen als ontstekingsbron voor de naastliggende gassen. Het zal dan niet meer mogelijk zijn om een vlamfront tot stand te brengen. Bij een mengsel met te veel lucht voor de hoeveelheid brandstof, is dat het punt waarop de onderste explosiegrens of onderste brandbaarheidsgrens bereikt is.

Het is mogelijk om na Figuur 4 extra  $\text{CH}_4$  toe te voegen in plaats van extra zuurstof. Er zal dan op het einde van de reactie methaan over zijn in plaats van zuurstof. Daarnaast blijft ook de hoeveelheid stikstof constant. De hoeveelheid methaan die teveel is, moet mee worden opgewarmd door de activatie-energie. Ook hier zal er dus meer activatie-energie nodig zijn naarmate er meer methaan te veel aanwezig is. Het overschot aan methaan zal ook een deel van de geproduceerde energie opsorpen. Dit zal ertoe leiden dat de temperatuur van de producten van de reactie afneemt. Op een bepaald punt zal dit leiden tot een mengsel met zoveel methaan dat er geen vlamfront meer kan gevormd worden. Dit punt stemt overeen met de bovenste explosiegrens of bovenste brandbaarheidsgrens.

Explosiegrenzen worden uitgedrukt in volume procent. De onderste explosiegrens (OEG) geeft aan hoeveel procent brandstof moet toegevoegd worden aan lucht om een brandbaar

mengsel te bekomen. De bovenste explosiegrens (BEG) geeft aan hoeveel procent brandstof toegevoegd moet worden om ervoor te zorgen dat het mengsel niet meer brandbaar is.

Stof	OEG of LFL (Vol %)	BEG of UFL (Vol %)
Waterstof	4	75
Koolstof monoxide	12,5	74
Methaan	5	15
Ethaan	3	12,4
Propaan	2,1	9,5
Butaan	1,8	8,4
Methanol	6,7	36
Ethanol	3,3	19
Aceton	2,6	13

Methaan is het gas dat gekend is onder de naam aardgas. De onderste explosiegrens bedraagt 5%. Dit betekent dat een mengsel dat net voldoende aardgas bevat om brandbaar te zijn bestaat uit de volgende componenten: 5% methaan en 95% lucht of 5% methaan, 19,95 % zuurstof en 75,05% stikstof. De bovenste explosiegrens bedraagt 15%. De waarden voor beide grenzen zijn afgeronde waarden. In de literatuur zijn soms waarden te vinden die iets wijder zijn.

## 1.2 Thermal ballast of warmte-ballast

Wanneer de verschillende tekeningen in het stuk hierboven bekeken worden, kan gezien worden dat de hoeveelheid gassen die niet deelnemen aan de verbranding steeds groter wordt. Deze gassen gedragen zich eigenlijk als profiteurs. Ze leveren geen bijdrage maar willen wel opgewarmd worden door de activatie-energie. Hierdoor is er meer activatie-energie nodig om een mengsel te ontsteken. Vervolgens willen ze ook opgewarmd worden door de energie die geproduceerd wordt. Dit leidt tot lagere temperaturen.

Dit effect wordt ook weleens omschreven als *thermal ballast* of warmte-ballast. De moleculen die niet meespelen zijn een ballast in het proces. Ze maken het steeds moeilijker om een goede verbranding te krijgen. Als er voldoende ballast is, dan wordt de verbranding onmogelijk.

Thermal ballast is een belangrijk concept voor de brandweer. Een voorbeeld dat hierboven niet is aangehaald is het toevoegen van stoom. Wanneer de brandweer een binnenaanval start, is het de bedoeling dat de rookgassen gekoeld worden. Daartoe wordt water in druppelvorm verspoten in de rooklaag. De waterdruppels zullen energie onttrekken aan de rooklaag. Daarnaast wordt stoom gevormd. Stoom is een gas dat zich mengt met de rook. Dit betekent dat er aan de rechterkant van de figuren hierboven nog een rechthoek moet bijkomen. Stoom neemt niet deel aan de reactie maar zal wel een deel van de activatie-energie en een deel van de geproduceerde energie absorberen. Door het inbrengen van stoom kan een mengsel dus onbrandbaar gemaakt worden.

De ballast onttrekt eigenlijk warmte aan de verbrandingsreactie. Alle warmte die opgeslorpt wordt door de moleculen die niet aan de verbranding deelnemen, is "verloren" voor de verbranding.

Het is interessant om te bestuderen waar de geproduceerde energie naartoe gaat. Bij een brand of een verbrandingsreactie (zoals bv. een kaarsvlam) wordt er energie geproduceerd op de plaats waar de verbranding plaatsvindt. Vervolgens wordt deze energie verspreid via geleiding, convectie en straling. Als er te veel energie verdwijnt uit de reactiezone, dan zal de verbranding stilvallen.

Dit effect kan goed bestudeerd worden met behulp van een kaarsvlam. Een kaarsvlam is een laminaire diffusievlam. Dit betekent onder meer dat de zuurstof en de brandstof continu gemengd worden op het oppervlak van de vlam. Dit betekent ook dat de bovenkant van de vlam "aangestoken" wordt door de energie die geproduceerd wordt aan de onderkant van de vlam. Indien een metalen gaas in de vlam wordt gehouden, dan wordt de vlam als het ware afgesneden. Dit komt omdat het metalen gaas de warmte van de vlam afvoert. De brandbare gassen stijgen op doorheen het gaas, maar ze geven hun warmte af aan het gaas. Het metalen gaas voert deze warmte af naar de omgeving. Boven het gaas is er wel een menging van zuurstof en brandstof maar is er niet meer energie genoeg om tot een ontsteking van het mengsel te komen. Dit fenomeen, waarbij de vlam zich niet kan voortplanten omdat de energie naar ergens anders wordt afgeleid, wordt *quenching* genoemd.

In een brand speelt dit effect op verschillende manieren een rol. De wanden van de kamer waarin het brandt zullen zich ook deels als het gaas gedragen. Hun invloed is echter complexer. Bij het begin van brand zullen de wanden warmte opnemen. De exacte hoeveelheid zal afhangen van de bouwkundige eigenschappen van deze wanden. Na verloop van tijd zal het oppervlak van de wand erg warm worden. De opname van warmte zal dan afnemen. Dit is anders dan bij het metalen gaas. Metaal geleidt super goed de warmte. Dit is niet het geval bij de meeste bouwmaterialen. Daardoor verandert de warmteopname van de wanden na verloop van tijd.

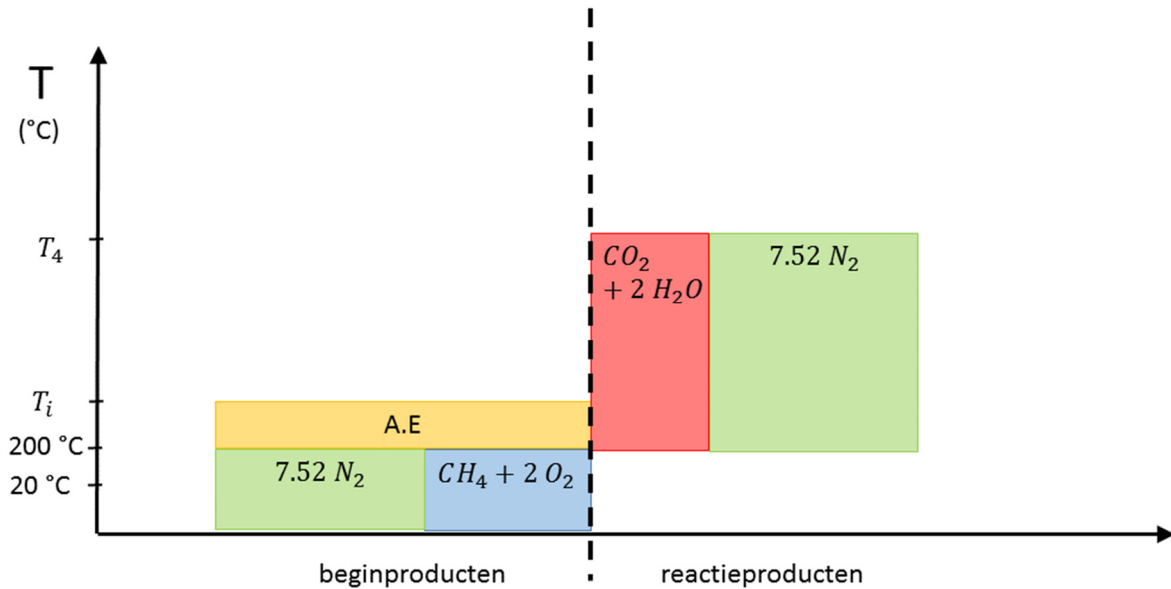
Een tweede manier waarop dit effect gebruikt wordt bij brandbestrijding is wanneer de brandweer waterdruppels in de vlammen spuit. Elke individuele druppel kan een hoeveelheid energie absorberen. Als twee druppels zich dicht bij elkaar bevinden, zal er zoveel energie geabsorbeerd worden dat de vlam moeilijk langsheen de druppels kan komen. Een wolk met waterdruppels die zich doorheen een vlammenfront bewegen, gedraagt zich dus als een metalen gaas dat doorheen een vlam gaat. De wolk druppels kan voldoende koelen om de vlam te stoppen.

De thermische ballast werkt ook omgekeerd. In Figuur 4 wordt de grafische voorstelling gegeven van de verbranding van methaan in lucht. Beide gassen bevinden zich op kamertemperatuur wanneer ze ontstoken worden. De activatie-energie dient ervoor te zorgen dat de gassen plaatselijk voldoende opgewarmd worden om de reactie te starten.

Het methaan wordt in de bovenstaande tekst gebruikt om rookgassen voor te stellen. Rookgassen bevinden zich zelden op kamertemperatuur. De temperatuur van de rookgassen wordt bepaald door het vermogen van de brand. Naarmate de rookgassen opstijgen en zich verwijderen van de brandhaard mengen ze met lucht. Hierdoor koelen ze af. Op Figuur 6 wordt de ideale verbranding van methaan en lucht grafisch voorgesteld. In tegenstelling tot Figuur 4 heeft het gas-luchtmengsel een hogere temperatuur dan de kamertemperatuur. De temperatuur van het mengsel bedraagt 200°C. Wanneer Figuur 4 vergeleken wordt met Figuur 6, dan wordt duidelijk dat er minder activatie-energie nodig is. De oppervlakte van de oranje rechthoek is kleiner geworden. Daarnaast is het ook zo

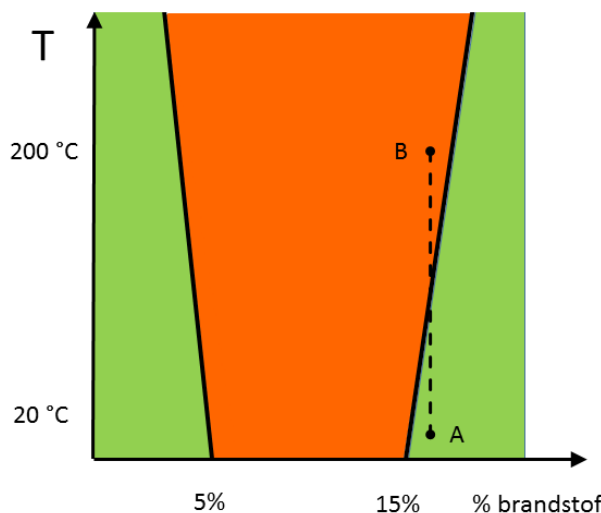


dat de eindtemperatuur van de producten 180 °C hoger zal liggen. Er wordt immers nog steeds evenveel energie geproduceerd bij de verbranding. Aangezien de starttemperatuur 180 °C hoger ligt dan in de situatie van Figuur 4, zal de eindtemperatuur ook 180 °C hoger liggen. Dit is te zien aan het feit dat de groene en rode rechthoeken hoger komen op Figuur 6 dan op Figuur 4:  $T_4 > T_2$ .



**Figuur 6** Grafische voorstelling van de ideale verbranding van methaan in lucht. De beide componenten hebben in deze voorstelling een starttemperatuur van 200°C. Hierdoor is de activatie-energie kleiner dan de energie die nodig is om een mengsel op kamertemperatuur te ontsteken. Dit is te zien aan de oppervlakte van de oranje rechthoek. Deze is kleiner dan op Figuur 4. (Figuur: Karel Lambert)

Een belangrijke invloed van de hogere starttemperatuur is het verbreden van het brandbaar gebied. De hoeveelheid nodige activatie-energie is kleiner geworden.



**Figuur 7** De explosiegrenzen van methaan in functie van de temperatuur. Het mengsel in punt A is niet brandbaar. Wanneer het mengsel opgewarmd wordt van 20 naar 200 °C, dan komt het in punt B terecht. Punt B ligt wel in het brandbaar gebied. (Figuur: Karel Lambert)

Hierboven staat uitgelegd dat een mengsel niet meer kan ontstoken worden omdat de verbranding niet genoeg energie produceert om de activatie-energie te leveren. Een mengsel dat op 20 °C niet kan ontstoken worden omdat de activatie-energie groter is dan de geproduceerde energie kan misschien wel ontstoken worden op 200 °C. De activatie-energie is kleiner geworden maar de geproduceerde hoeveelheid energie is gelijk gebleven. Dit leidt ertoe dat de brandbaarheidsgrenzen wijder worden als de temperatuur stijgt. Bij brandbestrijding is dit een belangrijk effect. Er wordt immers meestal gewerkt met sterk verhoogde temperaturen. Op Figuur 7 is te zien hoe een mengsel met meer dan 15% methaan (punt A) niet

brandbaar is bij een temperatuur van 20 °C. Als het mengsel opgewarmd wordt, dan zal het mengsel op een bepaald moment ontstoken kunnen worden. Er is duidelijk te zien dat punt B in het brandbaar gebied ligt terwijl punt A erbuiten ligt. De enige verandering is echter de temperatuur.

### 1.3 Afsluitende bemerking

Tot slot is het belangrijk om duidelijk te maken dat de paragrafen hierboven een eenvoudige voorstelling zijn van de werkelijkheid. Er wordt gewerkt met methaan omdat dit vrij eenvoudig is. Daarnaast is methaan het gas dat gebruikt wordt in de keuken om te koken. Iedereen kent aardgas.

Bij een brand wordt het brandbaar mengsel niet gevormd door methaan en lucht. Het mengsel komt tot stand doordat brandgassen en pyrolysegassen zich mengen met lucht. Brandgassen bevatten veel verschillende componenten naast CO<sub>2</sub> en water. Gassen zoals CO en HCN worden geproduceerd naast een heleboel andere stoffen. Elk van deze stoffen heeft andere brandbaarheidsgrenzen en een andere zelfontbrandingstemperatuur. Er worden ook een heleboel pyrolysegassen geproduceerd. Hoe minder lucht er beschikbaar is, hoe meer dergelijke gassen er zullen zijn. Pyrolysegassen gedragen zich weer anders dan methaan en de verschillende verbrandingsgassen.

In realiteit is het veel complexer dan hetgeen hierboven geschetst wordt. Toch is de eenvoudige weergave met behulp van methaan voldoende om de brandbaarheidsgrenzen uit te leggen. Deze grenzen zijn op hun beurt belangrijk om fenomenen zoals backdraft, flashfire en smoke explosion te kunnen uitleggen. Vandaar dat het voor brandweermensen toch de moeite loont om de explosiegrenzen nader te bestuderen.

## 2 Bronnen

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

Karel Lambert