

Limites d'inflammabilité

Pendant un feu, une couche de fumées est formée. Une couche de fumées est un mélange assez complexe de différents gaz. A un certain moment, des flammes vont apparaître dans cette couche de fumées. Pourquoi est-ce-que l'inflammation se produit à ce moment précis ? Et pourquoi elle se produit à cet endroit ? La réponse simple est qu'à ce moment, le « triangle du feu complet » est formé. Le mélange (gazeux) de combustible et d'oxygène a atteint la bonne température pour s'auto-enflammer. Beaucoup de Sapeurs-Pompiers luttent contre ce concept. Comment cela fonctionne réellement? Pourquoi un certain mélange est trop pauvre au départ et enfin trop riche ensuite? L'article ci-dessous essaie d'expliquer tout ceci de manière claire.

1.1 Limite d'inflammabilité et limite d'explosivité

Les limites d'inflammabilité ou les limites d'explosivité sont des concepts importants pour bien comprendre le comportement du feu. Lors d'un incendie, du combustible gazeux est formé à cause de la pyrolyse. Ces gaz de pyrolyse peuvent se mélanger avec d'autres gaz dans l'environnement. Lorsque suffisamment de gaz inflammables ont été formés, la limite inférieure d'explosivité est atteinte. La limite inférieure d'explosivité (LIE) et la limite inférieure d'inflammabilité (LII) sont deux expressions différentes pour le même principe. Beaucoup de pompiers auront probablement vu l'abréviation LIE sur un détecteur multi-gaz ("Explosimètre"). Dans cet article, je vais utiliser le terme limite inférieure d'inflammabilité parce qu'il correspond mieux à la signification prévue. Au moment où un mélange de fumées et d'air passe cette limite inférieure, il peut être allumé. Lorsqu'un mélange, dans une pièce comme une chambre, arrive juste au-dessus de la limite inférieure d'inflammabilité, celui-ci ne pourra pas exploser. Au mieux, une combustion lente se produira. Un détail important à garder à l'esprit est que cet article traite principalement du feu et des gaz inflammables. Les gaz inflammables contiennent moins d'énergie que le méthane, le gaz qui est principalement utilisé dans cet article pour illustrer les principes des limites d'inflammabilité.



Image 1 Allumage d'un mélange d'air et de gaz. Sur l'image de gauche, l'allumage vient juste de se produire. Le front de flamme se déplace de manière circulaire dans toutes les directions. L'image de droite montre une augmentation du volume des flammes (*Photo: Karel Lambert*)

Lorsque la quantité de gaz inflammables va augmenter, le pourcentage de gaz inflammables dans le mélange augmentera. A un certain moment, il y aura trop de gaz

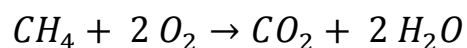
dans le mélange qui ne pourra plus s'enflammer. C'est ce qui s'appelle la limite supérieure d'explosivité (LSE), ou plutôt la limite supérieure d'inflammabilité (LSI).

Les mélanges d'oxygène et de combustible situés entre ces deux limites sont inflammables. Ils peuvent s'enflammer (voir images 1 et 2). Quelque part entre ces deux limites se trouve le mélange idéal. C'est le mélange qui cause l'explosion la plus violente. L'article développera maintenant les limites explosives du méthane. Cependant, les fumées formées dans un feu sont composées de nombreux gaz d'incendie différents. Néanmoins, le méthane est un bon substitut pour décrire les principes des limites d'inflammabilité.

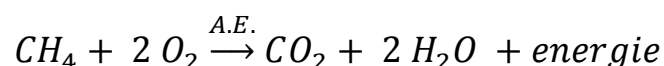


Image 2 Ces photos montrent le reste du processus réactionnel illustré sur l'image 1. La photo de gauche montre la flamme qui s'étend. Ceci est également montré sur la photo de droite. De cette façon, les flammes s'étendent dans tout le volume où le mélange est dans sa plage inflammable. (Photo's: Karel Lambert)

Ci-dessous, on donne l'équation chimique qui décrit la combustion du méthane. Le méthane (CH₄) est le nom scientifique du gaz naturel. Ce gaz est utilisé par exemple dans une cuisinière. Le méthane peut être enflammé lorsque de l'oxygène (O₂) est présent. Habituellement, les deux composants sont gazeux. Dans cette équation spécifique, il y a une molécule de méthane qui réagit avec deux molécules d'oxygène. Après la réaction, il n'y a plus de méthane ni d'oxygène. Une molécule de dioxyde de carbone (CO₂) et deux molécules d'eau (H₂O) ont été formées. Un mélange dans lequel tout l'oxygène ainsi que tout le combustible est brûlé, est appelé le mélange stoechiométrique. C'est un autre nom pour le mélange idéal.



Cependant, ces deux substances ne sont pas les seuls produits de la réaction. La combustion du méthane est une réaction exothermique. Cela signifie que de l'énergie est également produite. Supposons qu'un mélange soit formé de méthane et d'oxygène. Dans ce mélange, il y a deux molécules d'oxygène pour chaque molécule de méthane. Imaginez qu'un total d'un kilogramme de méthane soit brûlé. Cela produira 50MJ (MegaJoule) d'énergie. Les travaux littéraires sur la physique du feu offriront des informations plus détaillées sur ce sujet si nécessaire.



La réaction ne commencera cependant pas d'elle-même. Si vous ouvriez le gaz de la cuisinière à la maison, le gaz naturel commencerait à se rependre. Le gaz se mélangerait avec l'air, mais il ne brûlerait pas spontanément. Cela nécessite un allumage. L'oxygène et le gaz naturel ont tous deux une température d'environ 20 ° C. L'énergie d'activation ferait monter la température à un endroit précis, de sorte qu'il serait suffisamment élevé pour déclencher la réaction: c'est la température d'inflammation. Plus la température initiale des deux gaz est élevée, plus l'énergie d'allumage nécessaire sera faible. En d'autres termes, il faudrait plus d'énergie en plein air en hiver avec une température de -20°C pour enflammer le mélange, que ce serait en été avec une température extérieure de 30°C. Après tout, le mélange devrait être chauffé de 50°C supplémentaires en hiver.

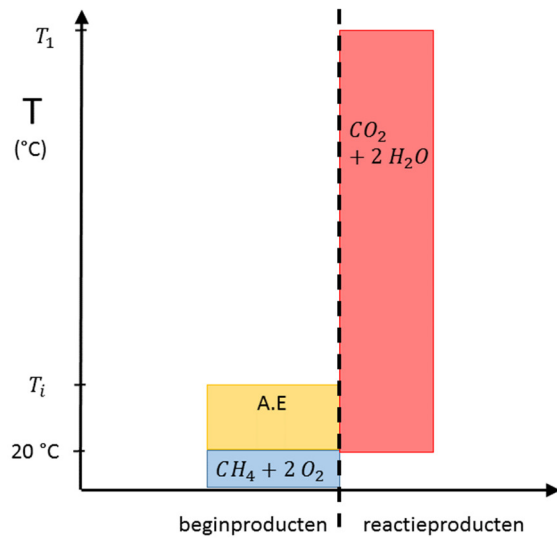


Image 3 Illustration graphique de la combustion idéale du méthane dans de l'oxygène pur. Les deux produits (méthane et oxygène) sont approximativement à température ambiante (20 ° C). Une certaine quantité d'énergie d'activation est ajoutée et la réaction commence. Les produits de réaction sont chauffés à leur température finale. (Dessin: Karel Lambert)

C'est un facteur important, car la température des fumées fournit par le combustible pendant un incendie peut différer considérablement. Plus la température des fumées est élevée, moins il faut d'énergie pour les enflammer. Cette énergie est appelée énergie d'activation (AE).

L'énergie produite lors de la réaction chimique fait que la température des produits de réaction est supérieure à la température initiale des gaz qui ont déclenché la réaction. L'énergie chimique contenue dans le méthane a été convertie en énergie thermique. En réalité, il est plus correct de dire que l'énergie est libérée pendant la réaction. Avant le processus de réaction, l'énergie est stockée dans le méthane gazeux. Dans le discours habituels, nous disons simplement que l'énergie est produite. Cette formulation est également utilisée dans cet article.

L'énergie qui a été libérée, est répartie parmi les produits de réaction: CO2 et eau.

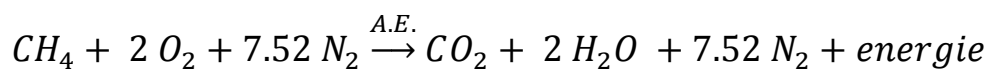
Lorsque l'inflammation se produit quelque part dans le mélange, de la chaleur est produite. Cette chaleur s'étalera vers les molécules voisines. La chaleur produite servira d'énergie d'activation pour les molécules voisines. Cela provoquera une réaction en chaîne. La flamme se formera et se répandra dans tout le mélange (voir Image 1 et Image 2).

Il est possible d'illustrer ceci par un dessin. L'image 3 montre la température sur l'axe vertical. Les produits initiaux sont encadrés en bleu: CH4 et oxygène. Dans ce cas particulier, les produits initiaux ont une température de 20°C. C'est aussi la température initiale de la réaction. La surface du rectangle bleu représente l'énergie stockée dans les deux gaz. Cela signifie que ce n'est pas l'axe X qui représente l'énergie. L'énergie est illustrée sous la forme d'une surface spécifique. L'axe X a les produits initiaux sur la gauche de la ligne pointillée. A droite de la ligne pointillée se trouvent les produits de réaction.

Comme indiqué ci-dessus, une certaine quantité d'énergie d'activation doit être ajoutée aux gaz. Pour cela, nous devons avoir source d'inflammation. Cela peut être une étincelle, une allumette, une surface chauffée, ... L'énergie devra être ajoutée jusqu'à ce que les produits initiaux aient atteint une certaine température: la température d'inflammation T_i . La réaction elle-même est illustrée par la ligne pointillée noire. De nouveau, à gauche de la ligne pointillée sont les produits initiaux, à droite sont les produits formés pendant la réaction. De plus, pendant la réaction, une énorme quantité d'énergie est produite. Cette énergie est utilisée pour chauffer les produits de réaction. La figure 3 montre que la température finale du CO_2 et de l'eau est considérablement plus élevée que la température initiale. La température des produits de réaction est illustrée par T_1 sur le dessin.

L'énergie produite par la réaction est représentée par la surface du rectangle rouge. C'est l'énergie thermique qui est le résultat du processus de combustion. Il faut dire que l'axe vertical n'est pas à échelle réelle. Si le rectangle rouge devait être dessiné à taille réelle, il serait de plusieurs mètres de haut au lieu des quelques centimètres qui sont dessinés ici. Cela signifie que toutes les illustrations suivantes montrent en réalité une température des produits de réaction qui est «trop basse».

Quand nous revenons à notre cuisinière, quelque chose de différent que décrit ci-dessus se produit. Dans la cuisine, le méthane ne brûle pas avec de l'oxygène pur. Le mélange actuel contient également de l'azote (N_2) avec le méthane et l'oxygène. L'air dans notre environnement est constitué de 21% d'oxygène et 79% d'azote. Cela signifie que pour chaque molécule d'oxygène, il y a 3,76 molécules d'azote présentes. L'équation chimique pour la combustion du méthane dans l'air est maintenant la suivante:



Le dessin de cette réaction a également changé. Aux deux extrémités, un élément supplémentaire est ajouté. L'image 4 montre l'azote sous forme de deux rectangles verts. L'azote est présent avant la combustion. Et même si elle ne participe pas à la réaction chimique, elle devra encore être chauffée jusqu'à la T_i . Après tout, la nature s'efforce de garder tout aussi chaud ou froid. Si nous voulions allumer le mélange (ou mis différemment: si nous voulions chauffer le mélange à la température d'inflammation), alors nous devrions ajouter plus d'énergie que dans un mélange oxygène-méthane. Cela est clairement indiqué sur le dessin. La taille de surface du rectangle orange a augmenté sensiblement. Un mélange de méthane et d'air nécessitera une source d'inflammation plus puissante qu'un mélange de méthane et d'oxygène.

Le résultat de la combustion sera également différent. L'azote ne participe pas à la réaction chimique et peut être retrouvé après. Un mélange de CO_2 , d'eau et d'azote est formé. La chaleur produite est exactement la même que dans la situation précédente. Après tout, une quantité égale de méthane est brûlée. Cependant, la quantité de chaleur produite doit maintenant être répartie entre trois produits finaux différents. L'azote absorbera une grande quantité de chaleur. La figure 4 montre également que la température finale du processus de réaction est inférieure à celle de la figure 3: $T_2 < T_1$. La taille de surface combinée des rectangles rouge et vert de la figure 4 est égale à la taille de surface du rectangle rouge de la figure 3. Ceci est visible sur le dessin.

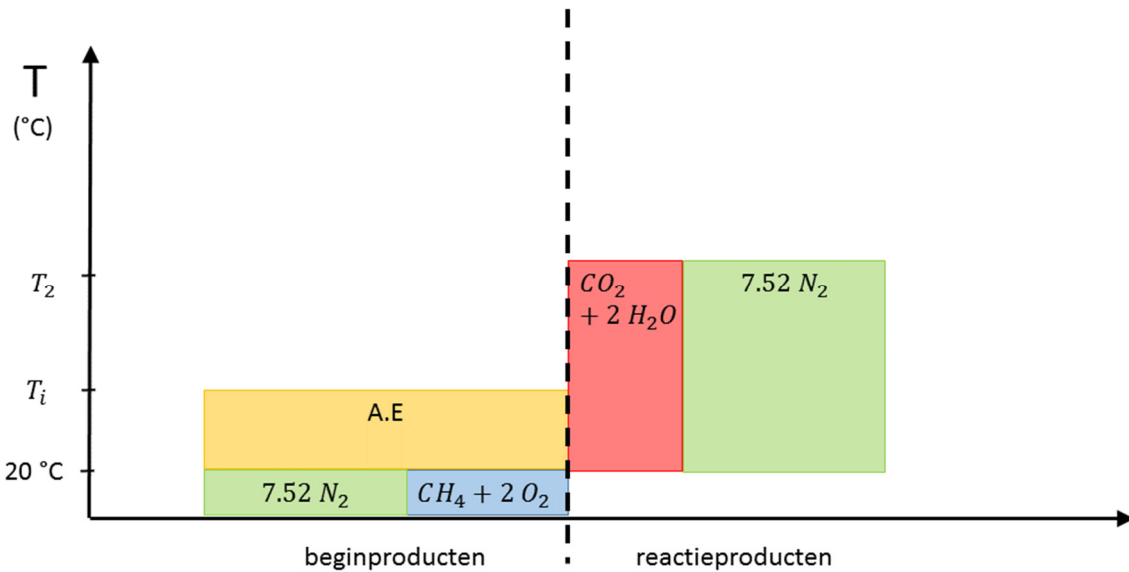
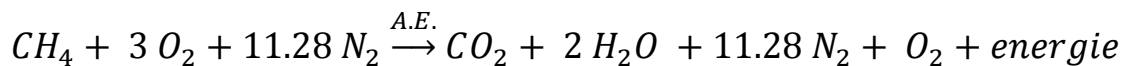


Image 4 Illustration graphique de la combustion idéale du méthane dans l'air. Les rectangles verts représentent l'azote qui ne participe pas au processus de combustion. La température des produits de réaction à droite de la ligne pointillée est inférieure à celle du dessin précédent. La taille de surface des rectangles rouge et vert à droite de la ligne pointillée représente l'énergie thermique. (Dessin: Karel Lambert)

Les deux réactions décrites ci-dessus concernent des mélanges idéaux. En réalité, un mélange idéal sera rarement présent. Soit il y aura trop de combustible, soit il y aura trop d'oxygène. Cela affectera la réaction. Supposons qu'il y ait maintenant trois molécules d'oxygène au lieu de deux. Ensuite, la réaction se déroule comme suit:



Mis à part l'oxygène supplémentaire, il y a aussi de l'azote supplémentaire dans le mélange. Pour chaque molécule d'oxygène, il y a 3,76 molécules d'azote dans le mélange. Cela signifie que maintenant, il y a 11,28 molécules d'azote présentes. La réaction va changer une fois de plus. Parmi les produits de réaction, on peut maintenant voir la molécule d'oxygène en excès. Et encore une fois, cela va changer l'illustration graphique.

À gauche de la ligne pointillée sur l'image 5 se trouvent les produits initiaux. Le rectangle bleu représente toujours les produits qui participeront au processus de combustion: le méthane et l'oxygène nécessaire pour brûler cette quantité de méthane. Le rectangle vert représente l'azote. Cependant, la quantité d'azote a augmenté et pour cela le rectangle vert est maintenant plus large. Le rectangle violet indique la molécule d'oxygène en excès. Nous avons affaire à un mélange pauvre ici. Cela signifie qu'il y a moins de combustible présent que dans une situation idéale. Le rectangle orange a de nouveau augmenté de taille. Après tout, tous les produits initiaux doivent être chauffés à la T_i . Cela inclut l'oxygène qui ne participe pas à la réaction chimique.

A la droite de la ligne pointillée sur l'image 5, sont les produits finaux de la réaction. Le rectangle rouge représente les produits qui sont le résultat du processus de combustion. Ce sont les mêmes que dans les dessins précédents. En dehors de ceux-ci, il y a l'azote

(rectangle vert) et l'oxygène (rectangle violet) qui ne participe pas au processus réactionnel. L'énergie produite est égale à celle des situations précédentes. La surface du rectangle rouge de l'image 3 est égale à la taille de surfaces combinées des rectangles rouge, vert et pourpre de l'image 5. Lorsque l'on compare tous les dessins, il devient clair que la température des produits de réaction diminue davantage. Plus d'éléments doivent être chauffés: $T_3 < T_2 < T_1$.

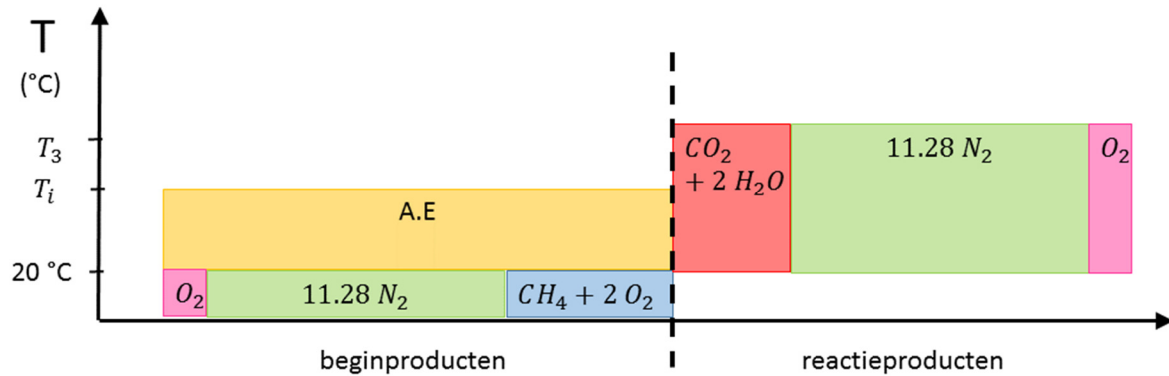


Image 5 Illustration graphique de la combustion du méthane avec une quantité excédentaire d'air. Les rectangles pourpres représentent l'excès d'oxygène. Les rectangles verts se sont élargis par rapport au dessin précédent. La température finale des produits de réaction, à droite de la ligne pointillée, est de nouveau inférieure à celle du dessin précédent. La taille des surfaces combinées de tous les rectangles illustrant les produits de réaction est égale à l'énergie thermique produite par la combustion. (Dessin: Karel Lambert)

La température des produits de réaction agit comme une source d'inflammation pour les gaz voisins. Cela signifie que les produits de réaction doivent fournir l'énergie d'activation pour enflammer les gaz à côté d'eux. Les dessins ci-dessus montrent que l'énergie d'activation (AE) nécessaire augmente à chaque fois. Mais en même temps, on constate que la température finale de la combustion diminue dans chaque dessin ($T_3 < T_2 < T_1$). À un moment donné, il y aura tellement d'excès d'oxygène (et d'azote), que les produits de réaction ne seront plus assez chauds pour agir comme source d'inflammation pour les gaz voisins. Il ne sera alors plus possible de former un front de flamme. Pour un mélange avec trop d'air pour la quantité de combustible, c'est là que la limite inférieure d'explosivité ou la limite inférieure d'inflammabilité est atteinte.

Après l'image, il est possible d'ajouter du CH_4 supplémentaire au lieu de l'oxygène supplémentaire. A la fin du processus réactionnel, il y aura un excès de méthane au lieu de l'oxygène. Ensuite, la quantité d'azote restera la même. L'excès de méthane devra être chauffé par l'énergie d'activation. Encore une fois, ce procédé nécessitera plus d'énergie d'activation car plus de méthane est présent qu'auparavant. L'excès de méthane qui ne brûle pas, absorbera également une partie de l'énergie produite. Ceci entraînera une diminution de la température globale des produits de réaction. À un certain moment, cela mènera à un mélange avec tellement de méthane, qu'aucun front de flamme ne pourra être formé. Ce point est égal à la limite supérieure d'explosivité ou à la limite supérieure d'inflammabilité.

Les limites d'explosivité sont exprimées en pourcentage volumique. La limite inférieure d'explosivité (LIE) indique la quantité de combustible nécessaire qui doit être ajoutée à l'air afin de former un mélange combustible. La limite supérieure d'explosivité (LSE)

indique combien de combustible doit être ajouté pour que le mélange ne soit plus combustible.

Substance	LIE ou LII (Vol %)	LSE ou LSI (Vol %)
Hydrogène	4	75
Monoxyde de carbone	12,5	74
Méthane	5	15
Ethane	3	12,4
Propane	2,1	9,5
Butane	1,8	8,4
Méthanol	6,7	36
Ethanol	3,3	19
Acétone	2,6	13

Le méthane est le gaz le plus communément connu sous le nom de gaz naturel. La limite inférieure d'explosivité est de 5%. Cela signifie qu'un mélange avec juste assez de gaz naturel pour s'enflammer est composé de: 5% de méthane et 95% d'air, c'est-à-dire 5% de méthane, 19,95% d'oxygène et 75,05% d'azote. La limite supérieure d'explosivité est de 15%. Les valeurs des deux limites sont arrondies. Parfois, dans la littérature, les chiffres trouvés peuvent être légèrement différents.

1.2 Ballast thermique

Quand on regarde les différents dessins ci-dessus, on voit que la quantité de gaz qui ne participent pas au processus de combustion devient de plus en plus grande. Ces gaz agissent comme des parasites. Ils ne contribuent pas, mais ils veulent être chauffés par l'énergie d'activation. Cela signifie que d'avantage d'énergie d'activation est nécessaire pour enflammer le mélange. Par la suite, ils veulent être chauffés par l'énergie qui est produite. Cela conduira à des températures finales inférieures.

Cet effet est également décrit comme *ballast thermique*. Les molécules qui ne participent pas sont un ballast dans le processus chimique. Ils rendent plus difficile la possibilité d'obtenir une combustion. Lorsque le ballast est important, la combustion devient impossible.

Le ballast thermique est un concept important pour les Sapeurs-Pompiers. Un exemple de cela, qui n'est pas mentionné dans la section ci-dessus, est l'ajout de vapeur. Lorsque les pompiers commencent une attaque intérieure, ils devront refroidir les gaz. Pour cela, de fines gouttelettes d'eau sont dirigées dans la couche de fumées sous forme de brouillard. Les gouttelettes d'eau absorberont l'énergie en l'extrayant de la couche de fumées. Ensuite, de la vapeur est formée. La vapeur est un gaz qui se mélangera aux fumées. Cela signifie qu'un rectangle supplémentaire devra être ajouté à droite dans les dessins ci-dessus. La vapeur ne participe pas au processus réactionnel mais absorbe une partie de l'énergie d'activation et une partie de l'énergie produite par la réaction. En introduisant de la vapeur dans un mélange, ce mélange peut être rendu ininflammable.

En fait, le ballast extrait la chaleur dans le processus de combustion. Toute la chaleur qui est absorbée par les molécules qui ne participent pas à la combustion, est "perdue" dans le processus de combustion.

Il est intéressant de regarder où l'énergie produite est envoyée. Dans un incendie ou une réaction de combustion (comme par exemple une flamme de bougie), de l'énergie est produite à l'endroit exact où la combustion a lieu. Ensuite, cette énergie se propage par conduction, convection et rayonnement. Lorsque trop d'énergie disparaît de la zone de réaction, la combustion s'arrête.

Cet effet peut être étudié à l'aide d'une bougie. Une bougie brûle avec une flamme de diffusion laminaire. Cela signifie que l'oxygène et le carburant sont constamment mélangés sur la surface de la flamme. Cela signifie également que l'extrémité supérieure de la flamme est «allumée» par l'énergie produite à l'extrémité inférieure de la flamme. Quand un morceau de gaze métallique est maintenu au milieu de la flamme, la flamme est coupée. C'est parce que la gaze métallique absorbe et redirige la chaleur de la flamme. Les gaz inflammables continuent à monter à travers les mailles, mais transfèrent leur chaleur à la gaze métallique. La gaze transférera alors la chaleur vers l'environnement. Au-dessus de la gaze il y a encore un mélange d'oxygène et de carburant, mais il n'y a plus assez d'énergie pour enflammer le mélange. Ce phénomène, où une flamme ne peut pas se propager parce que l'énergie est dirigée loin, est appelé étouffement (quenching en anglais).

Dans un feu de compartiment, cet effet joue un rôle de plusieurs façons différentes. Les murs de la pièce où se trouve un feu par exemple, serviront en partie de gaze métallique. Leur influence sur le feu est cependant plus complexe. Au début du feu, les murs absorberont la chaleur. La quantité exacte dépendra des propriétés structurales de ces murs. Après un certain temps, la surface des murs deviendra très chaude. L'absorption de chaleur diminuera alors. Ce n'est pas la même chose pour la gaze métallique. Le métal possède de fantastiques propriétés thermoconductrices. La plupart des matériaux utilisés dans la construction n'ont pas ces propriétés. C'est pourquoi l'absorption de chaleur des murs change à un certain moment.

Une deuxième manière dont cet effet est présent dans les feux de compartiments est quand les pompiers envoient des gouttelettes d'eau dans les flammes. Chaque gouttelette individuelle peut absorber une certaine quantité d'énergie. Lorsque deux gouttelettes sont proches l'une de l'autre, on absorbera une quantité d'énergie telle que la flamme mettra un certain temps à traverser les gouttelettes. Un brouillard de gouttelettes d'eau se déplaçant à travers un front de flamme agira comme une gaze métallique traversant une flamme de bougie. Le brouillard de gouttelettes peut refroidir suffisamment pour arrêter la flamme.

Le ballast thermique fonctionne également dans l'autre sens. L'image 4 illustre la combustion du méthane dans l'air. Les deux gaz sont à température ambiante lors de l'allumage. L'énergie d'activation doit chauffer les gaz suffisamment à un endroit pour commencer la réaction.

Dans le texte ci-dessus, le méthane est utilisé pour illustrer l'inflammabilité des fumées. Les fumées sont rarement à température ambiante. La température des fumées est déterminée par la vitesse de libération de la chaleur de l'incendie. Lorsque les fumées chaudes s'élèvent et s'éloignent du feu, elle se mélangent avec l'air. Les fumées se refroidissent alors. L'image 6 illustre la combustion idéale du méthane et de l'air. Contrairement à l'image 4, le mélange de gaz et d'air est maintenant à une température supérieure à la température ambiante. La température du mélange est de 200°C. Quand

on regarde l'image 6 par rapport à l'image 4, on voit maintenant qu'il faut moins d'énergie d'activation. La surface du rectangle orange est plus petite. De plus, la température finale des produits sera de 180°C plus élevée. Au final, une quantité égale d'énergie est toujours produite pendant la combustion. Comme la température initiale est 180°C supérieure à celle de l'image 4, la température finale sera également de 180°C plus élevée. Ceci est montré par les rectangles vert et rouge qui sont plus haut sur l'axe de l'image 6 que dans l'image 4: $T_4 > T_2$.

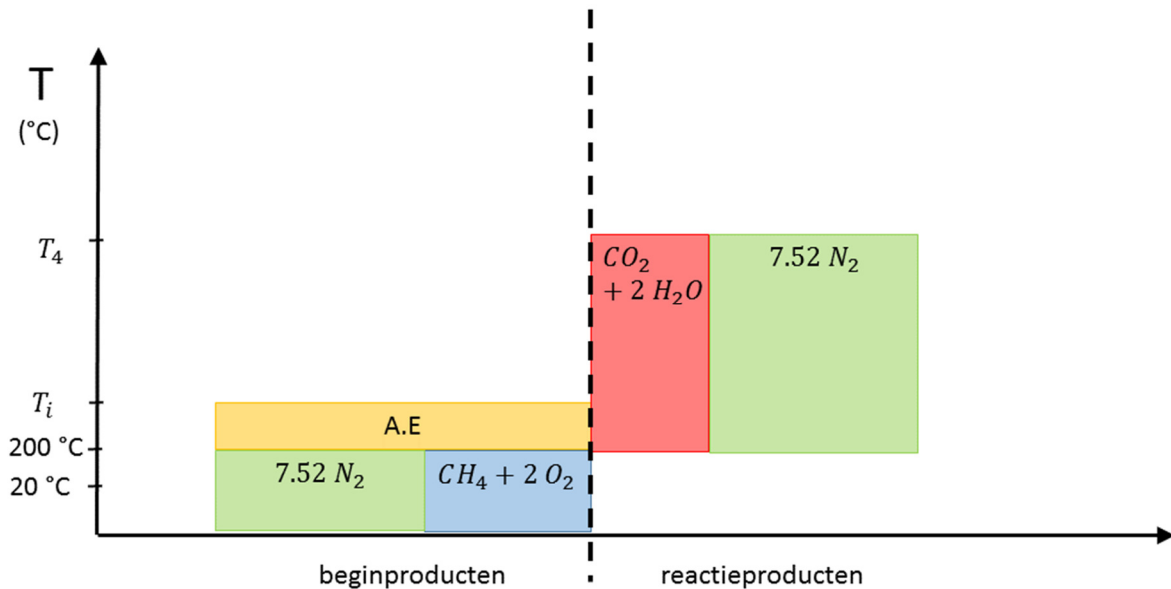


Image 6 Illustration graphique de la combustion idéale du méthane dans l'air. Les deux éléments ont une température initiale de 200°C. Cela signifie que l'énergie d'activation nécessaire sera inférieure à celle nécessaire pour enflammer un mélange à température ambiante. Ceci est représenté par le rectangle orange ayant une surface plus petite que dans l'image 4. (Dessin: Karel Lambert)

Un autre aspect important d'une température initiale plus élevée, est que la plage inflammable s'élargit. La quantité d'énergie d'activation nécessaire est devenue moindre.

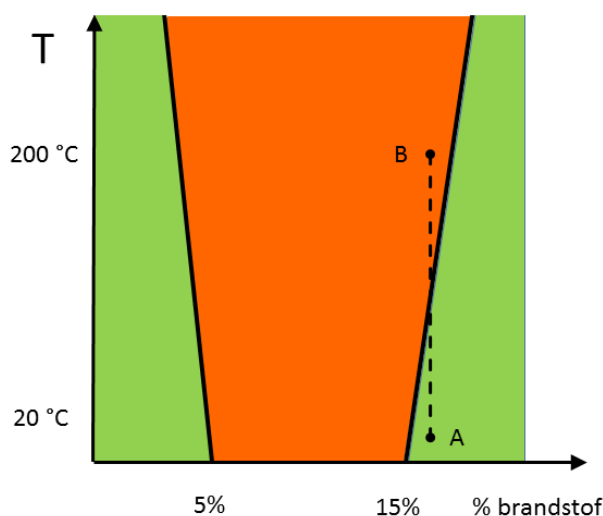


Figure 7 The explosive limits of methane drawn out in relation to temperature. The mixture in point A is inflammable. When the mixture is heated from 20 °C to 200 °C, it enters point B. Point B is inside the flammable range. (Drawing: Karel Lambert)

Dans les paragraphes ci-dessus, nous avons expliqué que certains mélanges ne pouvaient plus être allumés parce que la combustion ne fournissait pas suffisamment d'énergie d'activation pour d'autres molécules. Un mélange qui ne peut pas être mis à feu à 20°C, parce que l'énergie d'activation nécessaire est plus élevée que l'énergie produite, peut bien être enflammé à 200°C. La quantité d'énergie produite est restée la même, alors que l'énergie d'activation nécessaire est devenue moindre. Cela signifie que la plage d'inflammabilité augmente lorsque la température augmente. Ceci est particulièrement important lors des opérations de lutte contre les incendies. Au final, les

pompiers travaillent généralement dans des températures exceptionnellement élevées. L'image 7 montre comment un mélange contenant plus de 15% de méthane (point A) n'est pas inflammable à une température de 20°C. Lorsque le mélange est chauffé, il devient inflammable à un certain point. Nous pouvons clairement voir que le point B est à l'intérieur de la plage inflammable tandis que le point A est en dehors de celle-ci. La seule chose qui a changé, c'est la température.

1.3 Conclusion

Enfin, nous devons souligner que les paragraphes ci-dessus sont une représentation simplifiée de la réalité. Le méthane est utilisé parce qu'il sert de substitut facile. De plus, le méthane étant le gaz utilisé dans les cuisines pour cuisiner. Tout le monde connaît le gaz naturel.

Lors d'un incendie, le mélange inflammable n'est pas formé de méthane et d'air. Le mélange est formé à la fois par des gaz d'incendie et des gaz de pyrolyse se mélangeant à l'air. Les gaz d'incendie sont constitués de nombreux composants différents, à l'exception du CO₂ et de l'eau. Des gaz comme le CO et le HCN sont produits avec de nombreux autres gaz. Chacun de ces gaz a sa propre plage d'inflammabilité et sa température d'auto-inflammation. De plus, une grande quantité de gaz de pyrolyse est produite. Plus l'air est faible pour la combustion, plus ces gaz se formeront. Les gaz de pyrolyse se comportent différemment du méthane et des différents gaz d'incendie.

Donc, en réalité, la situation est beaucoup plus complexe que celle décrite ci-dessus. Cependant, l'illustration simple utilisant du méthane peut suffire à expliquer les limites d'inflammabilité. Ces limites sont à leur tour, très importantes pour clarifier les progressions rapides de feu tels que le backdraft, le flashfire et la smoke explosion. C'est pourquoi il vaut la peine pour les pompiers d'étudier les limites explosives un peu plus en profondeur.

2 Sources

- [1] *Introduction to fire dynamics 2nd 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