

Entzündungsgrenzen

Während eines Brandes bildet sich eine Rauchdecke. Eine Rauchdecke, oder auch Rauchsicht, ist eine sehr komplexe Zusammenstellung aus verschiedenen Gasen. An einem bestimmten Zeitpunkt werden an bestimmten Stellen in der Rauchsicht Flammen sichtbar. Was löst eigentlich in diesem Moment eine Entzündung aus? Und warum genau an dieser Stelle? Die einfachste Erklärung für dieses Phänomen ist, dass in diesem Moment, an dieser Stelle alle Elemente des "Branddreiecks" vorhanden sind. Das Gemisch aus gasförmigem Brennstoff und Sauerstoff ist auf die richtige Temperatur erhitzt worden um von einer Zündquelle entzündet zu werden oder durch Selbstentzündung die Verbrennungsreaktion einzuleiten. Viele Feuerwehrleute stellen sich hierzu Fragen. Was passiert in diesem Moment tatsächlich? Warum ist ein Gemisch erst zu arm und später plötzlich zu reich? In den folgenden Zeilen soll versucht werden diese Fragen auf einfache Weise zu beantworten und zu erklären.

1.1 Entzündungs- und Explosionsgrenzen

Das Wissen über die Entzündungs- oder Explosionsgrenzen ist unbedingt erforderlich, wenn man das Verhalten eines Brandes genau studieren möchte. Während eines Brandes wird durch Pyrolyse gasförmiger Brennstoff produziert. Diese Pyrolysegase können sich mit anderen Gasen aus der Umgebungsatmosphäre vermengen. Wenn genügend brennbare Gase vorhanden sind, dann ist die *untere Explosionsgrenze* erreicht. Im Englischen spricht man von '*lower flammability limit*' (LFL) und von '*lower explosive limit*' (LEL). Beide Bezeichnungen sind zutreffend. Viele Feuerwehrleute werden die Abkürzung LEL schon auf einem Multigasdetektor (Explosimeter) gesehen haben. In diesem Artikel gebe ich der Bezeichnung '*lower flammability limit*' den Vorzug, da sie das Beschriebene besser wiedergibt. Sobald ein Gas/Luftgemisch die untere Grenze passiert, ist es entzündlich. Das bedeutet jedoch nicht, dass es unbedingt explodieren wird. So wird bspw. in einem Raum von der Größe eines Schlafzimmers ein Gemisch, das nur wenig oberhalb der unteren Explosionsgrenze liegt, nicht explodieren. Es entsteht höchstens eine langsame Verbrennung. Die bessere Bezeichnung ist daher "Untere Entzündungsgrenze". Es ist wichtig zu unterscheiden, dass dieser Text von Bränden und Brandgasen handelt. Brandgase enthalten weniger Energie als Methangas, von dem später gesprochen wird um die Entzündungsgrenzen zu illustrieren.

Wenn anschließend immer mehr brennbare Gase freigesetzt werden, wird der Gasanteil im Gas/Luftgemisch immer weiter ansteigen. Ab einem gewissen Zeitpunkt ist zu viel Gas im Verhältnis zum vorhandenen Sauerstoff anwesend und das Gemisch ist nicht mehr zündfähig. Hier spricht man von der *oberen Explosionsgrenze*. Die englischsprachigen Bezeichnungen sind *upper flammability limit* (UFL) oder *upper explosive limit* (UEL). Die bessere Bezeichnung ist auch hier *Obere Entzündungsgrenze*.



Bild 1 Entzündung eines Gas/Luftgemischs. Das linke Bild wurde unmittelbar nach der Entzündung aufgenommen. Die Flammenfront bewegt sich kugelförmig in alle Richtungen. Auf dem rechten Bild ist das Flammenvolumen bereits angewachsen. (Fotos: Karel Lambert)

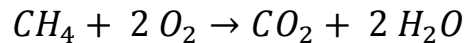
Gemenge von Sauerstoff und Brennstoff, die sich innerhalb der Entzündungsgrenzen befinden, definiert man als zündfähige Gemische (sh. Bild1 und Bild 2). Irgendwo zwischen den Zündgrenzen befindet sich das ideale Gemisch. Das ist die Konzentration, die die heftigste Explosion verursachen wird. Nachfolgend werden die Explosionsgrenzen für Methangas betrachtet. Der Rauch, der bei einem Brand entsteht, enthält allerdings verschiedene brennbare Gase, trotzdem ist Methan ein gutes Beispiel, um das Prinzip der Entzündbarkeitsgrenzen zu veranschaulichen.



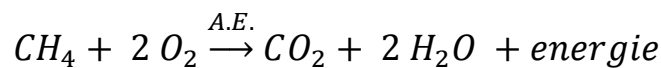
Bild 2 Diese Aufnahmen zeigen den weiteren Verlauf der Reaktion von Bild 1. Auf dem linken Bild sieht man, dass die Flammenfront sich weiter ausbreitet. Das ist auch auf dem rechten Foto der Fall. Auf diese Weise breitet sich die Flamme durch das gesamte Volumen aus, dessen Gemisch sich im zündfähigen Bereich befindet. (Fotos: Karel Lambert)

Nachfolgend wird die Reaktionsgleichung für die Verbrennung von Methan erklärt. Methan (CH_4) ist der wissenschaftliche Name für Erdgas. Hierbei handelt es sich um das Gas, das bspw. im Küchenherd oder in der Gasheizung gebraucht wird. Die Verbrennung von Methan kann stattfinden, wenn Sauerstoff (O_2) anwesend ist. Beide Komponenten sind gasförmig. Wenn die chemische Reaktion der Verbrennung in Gang gebracht wurde, reagiert ein Molekül Methan mit zwei Molekülen Sauerstoff. Nach der Reaktion finden sich weder Spuren von Methan noch von Sauerstoff wieder, stattdessen sind ein Molekül Kohlenstoffdioxid (CO_2) und zwei Wassermoleküle (H_2O) entstanden. Ein Gemisch, bei dessen Verbrennung alle Sauerstoff- und Brennstoffmoleküle verbrannt werden, nennt

man *stöchiometrisches Gemisch*. Was eine andere Bezeichnung für den Begriff 'ideales Gemisch' ist.



Das sind jedoch nicht die einzigen Produkte der Reaktion. Die Verbrennung von Methan ist eine *exotherme Reaktion*, das heißt, dass auch Energie produziert wird. Wenn man von der Verbrennung von einem Kilogramm Methan ausgeht, in einem idealen Gemisch, also bei der Anwesenheit von zwei Sauerstoffmolekülen pro Methanmolekül, dann werden durch die Reaktion 50 MJ (MegaJoule) Energie freigesetzt. Ausführlichere Informationen zu diesem Thema finden sich in der Literatur zur Physik des Feuers.



Die Reaktion setzt sich jedoch nicht spontan in Gang. Wenn man zuhause am Kochherd den Gashahn aufdreht, strömt Erdgas aus. Das Gas mischt sich zwar mit der Luft, beginnt aber nicht von alleine zu brennen. Dafür ist eine Entzündung und somit eine Zündquelle nötig. Sauerstoff und Erdgas haben in der Regel eine Temperatur von 20 °C. Die Energie einer Zündquelle wird dafür sorgen, dass an einer Stelle im Gemisch eine Temperatur entsteht, die hoch genug ist, um die Reaktion in Gang zu bringen : Die Entzündungstemperatur. Desto höher die Ausgangstemperatur der Gase liegt, desto weniger Entzündungsenergie wird benötigt. Im Klartext heißt das, dass im Winter, bei einer Außentemperatur von -20 °C erheblich mehr Energie benötigt wird um das Gemisch zu entzünden, als im Sommer bei einer Außentemperatur von 30 °C. Das Gas/Luftgemisch

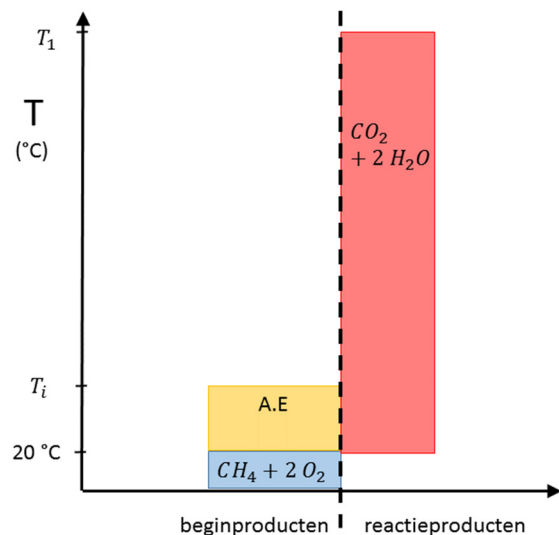


Bild 3 Die grafische Darstellung einer idealen Verbrennung von Methan in purem Sauerstoff. Beide Produkte (Methan und Sauerstoff) befinden sich auf Umgebungstemperatur (20 °C). Es wird eine gewisse Menge Aktivierungsenergie zugefügt, um die Reaktion in Gang zu bringen. Die Reaktionsprodukte werden bis zu ihrer Endtemperatur aufgewärmt. (Zeichnung: Karel Lambert)

muss in diesem Fall um 50 °C weniger aufgewärmt werden. Dabei handelt es sich um eine wichtige Erkenntnis, denn übertragen auf einen Brand, lässt sich feststellen, dass die Temperaturwerte der Rauchgase sehr stark variieren können. Und desto stärker die Rauchgase erhitzt werden, desto weniger Zündenergie wird benötigt, um sie anschließend in Brand zu setzen.

Die Energie, die während einer Verbrennungsreaktion produziert wird, sorgt dafür, dass die Temperatur der Reaktionsprodukte höher liegt, als die Ursprungstemperatur der Gase in denen die Reaktion stattgefunden hat. Die chemische Energie, die im Methan enthalten war, wurde in thermische Energie umgewandelt. Es wäre daher korrekter zu behaupten, dass die Energie im Methan bereits vorhanden ist und durch die Reaktion *freigesetzt* wird. In der Umgangssprache bezeichnet man diesen Vorgang jedoch als *produzieren*. Diese Formulierung wird auch im vorliegenden Text gebraucht werden.

Die freigesetzte Energie verteilt sich auf die Reaktionsprodukte : CO₂ und Wasser.

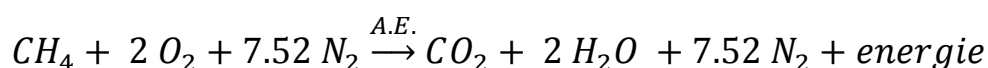
Wenn an einer Stelle des Gemisches eine Entzündung stattfindet, dann wird dort Wärme produziert. Diese Wärme verbreitet sich im Gemisch und erreicht die nächstliegenden Moleküle. Die, durch die Reaktion produzierte Wärme, dient somit als Aktivierungsenergie für die nächstgelegenen Gasteilchen und setzt auf diese Weise eine Kettenreaktion in Gang. Eine Flamme entsteht und durchläuft das Gemisch. (sh. Bild 1 und Bild 2).

Dieser Vorgang lässt sich grafisch darstellen. Auf Bild 3 steht die vertikale Achse für die Temperatur. Die Ursprungsprodukte sind in Blau eingefärbt: CH_4 und Sauerstoff. In der Zeichnung geht man von einer Produkttemperatur von 20 °C aus, das ist dann auch die Ausgangstemperatur der Reaktion. Die Oberfläche des blauen Rechtecks stellt die, in den beiden Stoffen gelagerte, Energie dar. Es ist also nicht die X-Achse, welche die Energie wiedergibt, sondern die blaue Oberfläche. Auf der X-Achse werden links von der gestrichelten Linie die Ursprungsprodukte angegeben, auf der rechten Seite finden sich die Reaktionsprodukte.

Wie bereits erwähnt, muss den Gasen eine gewisse Aktivierungsenergie zugeführt werden, um die Reaktion in Gang zu bringen. Dies geschieht durch die Anwesenheit einer Zündquelle. Als Zündquelle können beispielsweise ein Funke, ein Streichholz, eine heiße Oberfläche o. ä. dienen. Die Energiemenge, die zugefügt werden muss, wird durch das orangene Rechteck dargestellt. Es muss genügend Energie zugefügt werden, um die Entzündungstemperatur (T_i) der Ursprungsprodukte zu erreichen. T_i steht hierbei für den englischsprachigen Begriff *ignition temperature*, was in Deutsch als Zündtemperatur übersetzt werden kann. Die Reaktion der Stoffe wird durch die gestrichelte Linie dargestellt. Auf der linken Seite der Linie stehen die Ursprungsprodukt, auf der rechten Seite werden die Produkte aufgeführt, die während der Reaktion entstehen. Während des Ablaufes der Reaktion werden große Mengen Energie produziert. Diese Energie wird anschließend gebraucht um die Reaktionsprodukte stark zu erhitzen. Auf Bild 3 ist zu erkennen, dass die Temperatur von CO_2 und Wasser deutlich höher liegt, als die Ausgangstemperatur. Die Temperatur der Reaktionsprodukte wird in der Grafik mit T_1 bezeichnet.

Die Oberfläche des roten Rechtecks repräsentiert die produzierte Energie. Hierbei handelt es sich um thermische Energie als Resultat des Verbrennungsprozesses. Es ist wichtig, zu verstehen, dass die vertikale Achse nicht den richtigen Maßstab wiedergibt. Um die produzierte Energie korrekt darzustellen, müsste das rote Rechteck mehrere Meter hoch gezeichnet werden (anstelle der wenige Zentimeter, mit denen es jetzt gemalt wurde). Das hat zur Folge, dass in allen folgenden Zeichnungen die Temperatur der Reaktionsprodukte als zu niedrig dargestellt wird.

Am Gasherd in der Küche läuft die Reaktion etwas anders ab als bisher beschrieben. In der Küche findet die Verbrennung des Methans nicht in sauberem Sauerstoff statt. Das tatsächliche Gemisch enthält neben Methan und Sauerstoff auch einen Stickstoffanteil (N_2). In der Luft befinden sich 21 % Sauerstoff und 79 % Stickstoff. Das bedeutet, dass auf jedes Sauerstoffmolekül 3,76 Stickstoffmoleküle entfallen. Die Gleichung für die Verbrennung von Methan in der Luft sieht daher wie folgt aus:



Auch die grafische Darstellung der Reaktion muss geändert werden, da auf beiden Seiten ein Element hinzukommt. In Bild 4 wird der Stickstoff (N_2) durch die grünen Rechtecke wiedergegeben. Der Stickstoff ist bereits vor der Verbrennung anwesend und obwohl er nicht an der Reaktion teilnimmt, muss er mit aufgewärmt werden, damit das gesamte Gemisch die Entzündungstemperatur (T_i) erreicht. Die Natur strebt immer danach, alles gleich warm oder gleich kalt zu machen. Wenn man das Gemisch also entzünden möchte (oder anders formuliert: bis auf Entzündungstemperatur aufwärmen möchte), dann muss man bei einem Gas-/Luftgemisch, aufgrund der Anwesenheit des Stickstoffes, mehr Energie zuführen, als bei einem reinen Methan/Sauerstoffgemisch. Auf der Zeichnung ist daher dann auch deutlich zu erkennen, dass das orangene Rechteck deutlich an Größe zugenommen hat. Ein Gemisch aus Methan und Luft benötigt eine weitaus stärkere Zündquelle als ein reines Methan/Sauerstoffgemisch.

Diese Verbrennung wird auch ein anderes Resultat abliefern. Der Stickstoff nimmt nicht an der Reaktion teil und ist nachher immer noch anwesend. Es entsteht ein Gemisch aus CO_2 , Wasser und Stickstoff. Es wird genauso viel Wärme produziert, wie in der vorigen Situation, denn die Menge des verbrannten Methans bleibt gleich. Allerdings muss die Wärmemenge nun auf drei Produkte verteilt werden. Der Stickstoffanteil im Gemisch wird einen bedeutenden Teil der Wärme absorbieren. In Bild 4 sieht man deutlich, dass die Endtemperatur der Reaktionsprodukte niedriger ist, als in Bild 3: $T_2 < T_1$. Die Gesamtoberfläche des roten und des grünen Rechtecks in Bild 4 hat die gleichen Dimensionen, wie das rote Rechteck in Bild 3. Es wurde lediglich das Verhältnis zwischen Länge und Breite verändert.

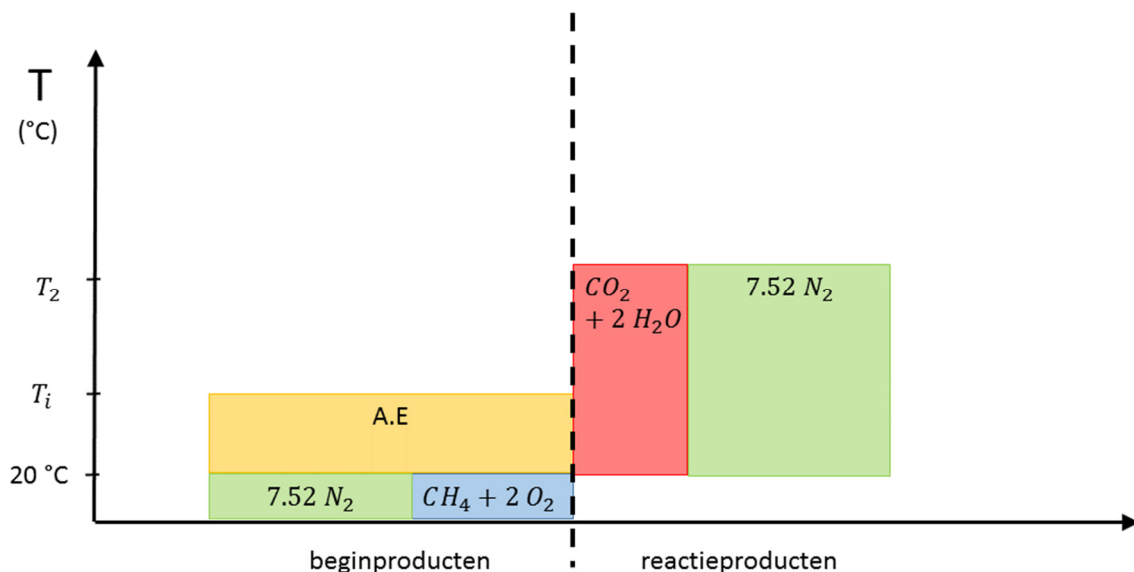
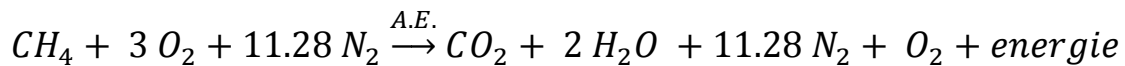


Bild 4 Die graphische Darstellung einer idealen Verbrennung von Methan in Luft. Die grünen Rechtecke stellen den Stickstoff dar, der nicht an der Verbrennung teilnimmt. Die Temperatur der Reaktionsprodukte rechts von der gestrichelten Linie ist niedriger als in der vorherigen Zeichnung. Die Oberflächen des roten und des grünen Rechtecks nach der Reaktion repräsentieren die thermische Energie. (Zeichnung: Karel Lambert)

Die zwei Reaktionen, die bisher besprochen wurden, betreffen jeweils eine Reaktion, die in einem idealen Gemisch stattfindet. In der Realität entsteht jedoch nur selten ein ideales Gemisch, entweder ist der Brennstoff- oder der Sauerstoffanteil zu hoch. Natürlich haben auch die Proportionen der Anteile im Gemisch einen Einfluss auf die Reaktion. Wenn man

einmal davon ausgeht, dass anstelle von zwei Sauerstoffmoleküle, deren drei zur Verfügung stehen, dann sieht die Gleichung wie folgt aus:



Durch die Erhöhung der Sauerstoffmenge erhöht sich auch proportional der Stickstoffanteil. Wir wissen bereits, dass auf jedes Sauerstoffmolekül 3,76 Stickstoffmoleküle entfallen, daher sind jetzt 11,28 Stickstoffmoleküle anwesend. Dadurch wird sich die Reaktion erneut verändern. Außerdem ist bei den Reaktionsprodukten der überschüssige Sauerstoff zurückzufinden. Das Ganze hat natürlich auch einen Einfluss auf die graphische Darstellung.

In Bild 5 erkennt man links von der gestrichelten Linie die Ursprungsprodukte. Das blaue Rechteck steht immer noch für die Verbrennungsprodukte, nämlich für das Methan und die zur Verbrennung benötigte Sauerstoffmenge. Das grüne Rechteck repräsentiert den Stickstoff. Wie man erkennen kann, ist das grüne Rechteck verbreitert worden, da sich die Stickstoffmenge aufgrund der Anwesenheit von mehr Sauerstoffmolekülen, erhöht hat. Das rosa Rechteck stellt das überschüssige Sauerstoffmolekül dar. Es handelt sich hierbei um ein so genanntes *armes Gemisch*. Das bedeutet, dass weniger Brennstoff vorhanden ist, als in einem idealen Gemisch. Das orangene Rechteck, welches die Aktivierungsenergie anzeigt, ist erneut größer geworden. Wie bereits erwähnt, müssen alle Ursprungsprodukte bis auf T_i aufgewärmt werden, das gilt auch für den nun zusätzlich anwesenden Sauerstoff, der letztendlich, ebenso wie der Stickstoff, gar nicht an der Reaktion teilnehmen wird.

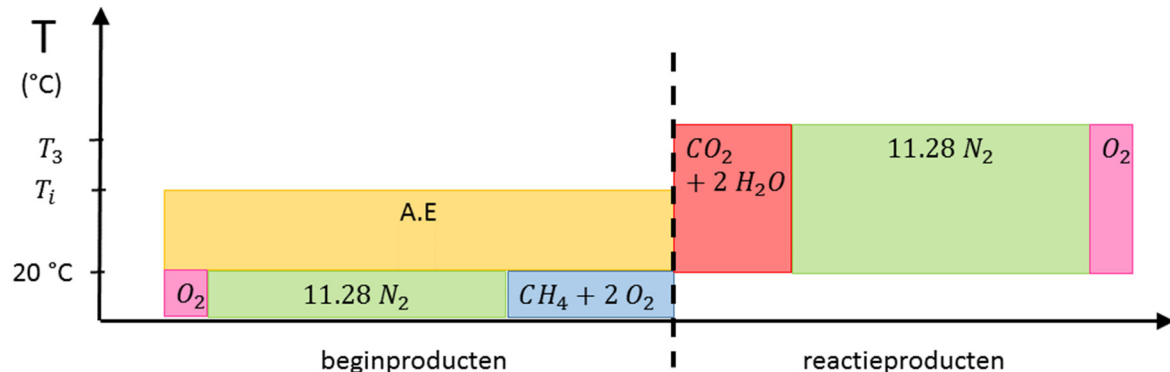


Bild 5 Die graphische Darstellung der Verbrennung von Methan in einem Überfluss an Luft. Die rosa Rechtecke stellen den überschüssigen Sauerstoff dar. Die grünen Rechtecke sind im Vergleich zur vorherigen Zeichnung breiter geworden. Die Temperatur der Reaktionsprodukte, rechts von der gestrichelten Linie ist erneut niedriger geworden. Die Gesamtoberfläche der Rechtecke, welche die Reaktionsprodukte darstellen, repräsentiert die thermische Energie. (Zeichnung: Karel Lambert)

Rechts von der gestrichelten Linie in Bild 5 stehen die Endprodukte der Reaktion. Das rote Rechteck stellt die Produkte dar, die als Resultat der Verbrennung entstanden sind. Es handelt sich um die gleichen Produkte, wie bei den vorherigen Reaktionen. Daneben finden sich der Stickstoff (grünes Rechteck) und der Sauerstoff (rosa Rechteck), die nicht an der Reaktion teilgenommen haben. Die produzierte Energiemenge ist die gleiche, wie bei den vorherigen zwei Verbrennungen. Die Oberfläche des roten Rechtecks in Bild 3 stimmt mit dem Umfang der kombinierten drei Rechtecke (rot, grün, rosa) in Bild 5 überein. Beim Vergleichen der drei Bilder wird deutlich, dass die Temperatur der Reaktionsprodukte im

Verhältnis zur Menge der aufzuwärmenden Elemente stetig abnimmt: $T_3 < T_2 < T_1$. Anders ausgedrückt: Die thermische Energie muss auf immer mehr Elemente verteilt werden und fällt daher stetig weiter ab.

Die Temperatur der Reaktionsprodukte dient gleichzeitig als Zündquelle für die nächstgelegenen Gase. Die heißen Verbrennungsrückstände müssen ausreichend Aktivierungsenergie liefern, um die umliegenden Gase zu entzünden. Auf den verschiedenen Zeichnungen ist indes zu erkennen, dass die benötigte Entzündungsenergie immer grösser wird. Im Gegensatz dazu wird die Endtemperatur der Verbrennungsrückstände immer niedriger ($T_3 < T_2 < T_1$). An einem bestimmten Zeitpunkt wird der Überschuss an Sauerstoff (und Stickstoff) so groß, dass die Verbrennungsprodukte nicht mehr heiß genug werden um als Zündquelle für die anderen Gase zu fungieren. Es wird dann nicht mehr möglich sein, eine Flammenfront zu erzeugen, die Reaktion kommt zum Stillstand. Bei einem Gemisch, in dem zu viel Luft auf zu wenig Brennstoff entfällt, ist dies der Punkt an dem die untere Explosionsgrenze, beziehungsweise die untere Entzündungsgrenze erreicht ist. Es wäre auch möglich anstelle von zusätzlichem Sauerstoff mehr CH_4 zuzufügen. In diesem Fall würde nach der Reaktion überschüssiges Methan übrig bleiben, anstelle von Sauerstoff. Der Stickstoffanteil würde indes konstant bleiben, da dieser sich ja nur im Verhältnis zum Sauerstoff verändert. Die Menge Methan, die zu viel ist, muss ebenfalls durch die Aktivierungsenergie aufgewärmt werden. Auch hier wird demnach mehr Aktivierungsenergie nötig sein, und zwar in gleichem Maße in dem Methan zu viel anwesend ist. Der Überschuss an Methan wird auch nach der Reaktion einen Teil der produzierten Energie absorbieren. Das führt dazu, dass auch in diesem Fall die Temperatur der Endprodukte abnimmt. An einem bestimmten Zeitpunkt wird ein Gemisch entstehen, welches so viel überschüssiges Methan enthält, dass die Temperatur derart abfällt, sodass keine Flammenfront mehr entstehen kann und auch hier die Reaktion zum Erliegen kommt. Dieser Punkt bezeichnet die obere Explosionsgrenze oder die obere Entzündungsgrenze.

Explosionsgrenzen werden in Volumenprozent ausgedrückt. Die untere Explosionsgrenze (UEG) gibt an, wieviel Prozent Brennstoff in die Luft abgegeben werden müssen, damit ein zündfähiges Gemisch entsteht Die obere Explosionsgrenze (OEG) zeigt auf, wieviel Brennstoff in der Luft vorhanden sein muss, damit das Gemisch sich nicht mehr entzünden kann.

Stoff	OEG oder LFL (Vol %)	OEG oder UFL (Vol %)
Wasserstoff	4	75
Kohlenstoffmonoxid (CO)	12,5	74
Methan	5	15
Ethan	3	12,4
Propan	2,1	9,5
Butan	1,8	8,4
Methanol	6,7	36
Ethanol	3,3	19
Aceton	2,6	13

Methan, auch als Erdgas bekannt, hat eine untere Explosionsgrenze von 5 %. Das bedeutet im Umkehrschluss, dass ein Gemisch welches ein Mindestmaß an Erdgas enthält um brennbar zu sein, sich wie folgt zusammensetzt : 5 % Methan und 95 % Luft oder genauer gesagt : 5 % Methan, 19,95 % Sauerstoff und 75,05 % Stickstoff. Die obere Explosionsgrenze liegt für Methan bei 15 %. Die Werte für beide Grenzen sind abgerundet. In der Literatur lassen sich ausführlichere Werte finden.

1.2 Thermischer Ballast – Wärmeballast

Wenn man die verschiedenen Zeichnungen aus dem vorigen Kapitel miteinander vergleicht, dann lässt sich feststellen, dass die Menge an Gasen, die nicht an der Reaktion teilnehmen, immer grösser wird. Diese Gase verhalten sich wie die Nutznießer der Reaktion. Sie liefern keinen Beitrag aber wollen durch die Aktivierungsenergie aufgewärmt werden. Dadurch erhöht sich die Menge der Aktivierungsenergie, die nötig ist, um das Gemisch zu entzünden. Nach der Entzündung absorbieren sie auch einen Teil der produzierten Energie. Dies führt zu niedrigeren Endtemperaturen der Verbrennungsrückstände.

Dieser Effekt wird als thermischer Ballast oder auch Wärmeballast bezeichnet. Die Moleküle, die nicht teilnehmen, sind Ballast für den Prozess. Sie machen es stets schwieriger um eine gute Verbrennung in Gang zu bringen. Wenn genügend Ballastgase anwesend sind, wird die Verbrennung unmöglich.

Thermischer Ballast ist ein wichtiges Konzept für die Feuerwehr. Ein Beispiel für thermischen Ballast, das hier noch nicht angesprochen wurde, ist das Hinzufügen von Dampf. Wenn die Feuerwehr mittels Innenangriff vorgeht, werden die Rauchgase gekühlt. Dazu wird Wasser in Tröpfchenform in die Rauchdecke gespritzt. Die Wassertropfen sollen den Gasen in der Rauchdecke die Energie entziehen. Dabei entsteht Wasserdampf, ein weiteres Gas, welches sich mit dem Rauch vermischt. Das bedeutet, dass auf den vorherigen Zeichnungen, auf der rechten Seite noch ein weiteres Rechteck hinzukommen müsste. Der Dampf nimmt nicht an der Reaktion teil, aber absorbiert sowohl einen Teil der Aktivierungsenergie, wie auch einen Teil der produzierten Energie. Durch das Einbringen von Dampf kann ein Gemisch also unbrennbar gemacht werden.

Der gesamte thermische Ballast entzieht der Verbrennungsreaktion Wärme. Jegliche Wärme, die durch Moleküle absorbiert wird, die nicht an der Reaktion teilnehmen, ist „verloren“ für die Verbrennung.

Es ist interessant, genauer zu betrachten, wo die produzierte Energie hingeht. Bei einem Brand oder einer Verbrennungsreaktion (wie z.B. einer Kerzenflamme) wird die Energie dort produziert, wo die Verbrennung stattfindet. Anschließend wird diese Energie durch Wärmeströmung, Konvektion oder Strahlung verbreitet. Wenn zu viel Energie aus der Reaktionszone verschwindet, wird die Verbrennung zum Erliegen kommen.

Dieser Effekt kann am Beispiel einer Kerzenflamme genauer betrachtet werden. Eine Kerzenflamme ist eine laminare Diffusionsflamme. Das bedeutet unter anderem, dass Brennstoff und Sauerstoff (wie auch alle anderen Luftanteile) kontinuierlich vom Flammenrand her, über die Oberfläche der Flamme verteilt, gemischt werden. Es bedeutet auch, dass die Spitze der Flamme, durch die im unteren Bereich der Flamme produzierte Energie ständig „angezündet“ wird. Wenn ein metallenes Gewebe in die Flamme gehalten wird, dann wird diese gleichsam abgeschnitten. Dieser Effekt entsteht dadurch, dass das metallene Gewebe die Wärme der Flamme ableitet. Die brennbaren Gase steigen zwar durch das Gewebe auf, geben bei diesem Vorgang aber ihre Wärme an das Metall ab. Das metallene Gewebe gibt die Wärme anschließend an die Umgebung ab. Oberhalb des Gewebes entsteht zwar immer noch ein zündfähiges Gemisch aus Brenn- und Sauerstoff, aber es ist nicht genügend Energie vorhanden, um das Gemisch in Brand zu setzen. Dieses Phänomen, bei dem die Flamme sich nicht weiter ausbreiten kann, weil zu viel Zündenergie aus dem Reaktionsbereich abgeleitet wird, nennt man *quenching*.

Bei einem Feuer kann dieses Phänomen auf verschiedene Weisen Einfluss auf den Brandverlauf haben. Die Wände des Brandraumes können sich ähnlich wie das metallene Gewebe in der Kerzenflamme verhalten, allerdings ist ihr Einfluss in diesem Fall bedeutend komplexer. Im Anfangsstadium des Brandes nehmen die Wände Hitze auf. Die genaue Menge der absorbierten Wärme hängt von den baulichen Eigenschaften der Wände ab. Nach einiger Zeit wird die Oberfläche der Wände sehr heiß sein und die Wärmeaufnahme wird abnehmen. Dies ist der Unterschied zum Metallgewebe. Im Gegensatz zu den meisten Baumaterialien hat Metall hervorragende wärmeleitende Eigenschaften. Die Wärmeaufnahme von Wände hingegen, verändert, beziehungsweise verringert sich materialabhängig nach Ablauf einer gewissen Zeitspanne.

Eine andere Art und Weise, auf die der *quenching-Effekt* bei der Brandbekämpfung genutzt wird, ist das Abgeben von Wassertropfen in die Flammen. Jeder einzelne Tropfen kann eine bestimmte Menge Energie absorbieren. Wenn sich zwei Tropfen dicht nebeneinander befinden, wird so viel Energie aufgenommen, dass die Flamme sich kaum noch durch die Tropfen hindurch fortpflanzen kann.

Eine Wolke von Wassertropfen, die sich durch eine Flammenfront bewegt, verhält sich also wie ein Metallgewebe, das in eine Flamme eingeführt wird. Solch eine Tröpfchenwolke kann ausreichen, um die Ausbreitung der Flamme zum Erliegen zu bringen.

Das Prinzip des thermischen Ballastes funktioniert auch umgekehrt. In Bild 4 wird die Verbrennung von Methan in Luft graphisch wiedergegeben. Beide Gase befinden sich zum Zeitpunkt der Entzündung auf Zimmertemperatur. Die Aktivierungsenergie sorgt dafür, dass die Gase an einer Stelle im Gemisch ausreichend aufgewärmt werden, um die Reaktion in Gang zu bringen.

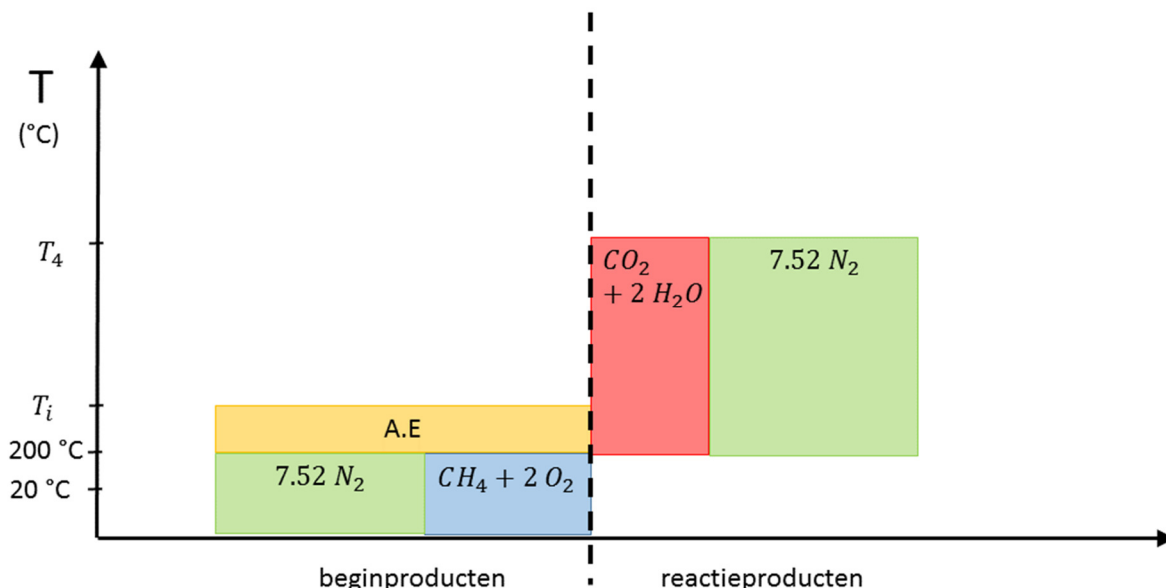


Bild 6 Graphische Darstellung der idealen Verbrennung von Methan in Luft. Beide Komponenten haben in dieser Darstellung eine Anfangstemperatur von 200 °C. Hierdurch ist die benötigte Aktivierungsenergie geringer, als die Energie, die nötig ist, um ein Gemisch auf Zimmertemperatur zu entzünden. Zu sehen ist dies an der Oberfläche des orangenen Rechtecks, welche kleiner ist, als in Bild 4. (Bild: Karel Lambert)

Das Methan versinnbildlicht im obenstehenden Text die Rauchgase eines Brandes. Rauchgase befinden sich jedoch selten auf Zimmertemperatur, der Wärmezustand dieser Gase ist abhängig vom Leistungsvermögen des Feuers. In dem Maße, in dem die Brandgase aufsteigen und sich somit vom Brandherd entfernen, vermengen sie sich mit Luft. Dabei kühlen sie ab. In Bild 6 wird die ideale Verbrennung von Methan und Luft graphisch dargestellt. Im Gegensatz zur Situation in Bild 4 ist das Gas-/Luftgemisch in Bild 6 heißer als die Zimmertemperatur. Die Temperatur des Gemischs beträgt hier 200 °C. Wenn man Bild 4 und Bild 6 vergleicht, dann wird deutlich, dass im letzteren Fall weniger Aktivierungsenergie nötig ist. Die Oberfläche des orangenen Rechtecks ist kleiner geworden. Außerdem wird die Endtemperatur der Reaktionsprodukte um 180 °C höher liegen. Bei der Verbrennung wird in beiden Fällen die gleiche Energiemenge produziert, da jedoch die Anfangstemperatur in Bild 6 um 180 °C höher liegt, als in der Situation von Bild 4, wird in der Konsequenz auch die Endtemperatur der Verbrennungsrückstände um 180 °C ansteigen. In der Zeichnung von Bild 6 ist dies daran zu erkennen, dass das grüne und das rote Rechteck höher dargestellt werden, als in Bild 4, $T_4 > T_2$.

Ein bedeutsamer Folgeeffekt der höheren Anfangstemperatur und der geringeren Menge benötigter Aktivierungsenergie, ist die Erweiterung des Zündbereiches.

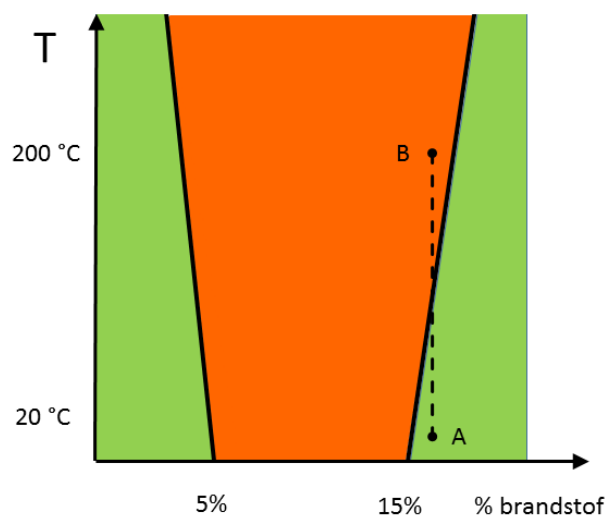


Bild 7 Die Explosionsgrenzen von Methan im Verhältnis zur Temperatur. Das Gemisch bei Punkt A ist nicht brennbar. Wenn das Gemisch von 20 auf 200 °C erwärmt wird, erreicht es den Bereich bei Punkt B. Punkt B liegt innerhalb der Zündgrenzen. (Bild: Karel Lambert)

In obenstehendem Text wird erklärt, dass ein Gemisch, nicht weiter durchzündet werden kann, wenn die Verbrennung zu wenig Energie produziert um die Aktivierungsenergie bereit zu stellen. Ein Gemisch, das bei 20 °C nicht mehr entzündet werden kann, weil es mehr Aktivierungsenergie bedarf, als vom Feuer produziert wird, kann möglicherweise bei einer Ausgangstemperatur von 200 °C doch entzündet werden. Die benötigte Aktivierungsenergie verkleinert sich in diesem Fall, während die Menge der produzierten Energie gleich bleibt. Das führt dazu, dass der Zündbereich im Verhältnis zur Erhöhung der Temperatur stetig erweitert wird. Da die Brandbekämpfung fast immer mit extrem hohen Temperaturen und manchmal sehr schnellen Temperaturanstiegen einhergeht, ist dies eine überaus wichtige Erkenntnis. Auf Bild 7 ist zu sehen, dass ein Gemisch, das 15 % Methan enthält, bei einer Temperatur von 20 °C (Punkt A) nicht entflammbar ist. Wenn das Gemisch thermisch aufbereitet wird, ändert sich dieser Zustand jedoch und ab einer bestimmten Temperatur ist es zündfähig. Es ist deutlich zu sehen, dass Punkt B im brennbaren Bereich liegt, während Punkt A außerhalb der Zündgrenzen liegt. Die einzige Variable ist die Temperatur.

Auf Bild 7 ist zu sehen, dass ein Gemisch, das 15 % Methan enthält, bei einer Temperatur von 20 °C (Punkt A) nicht entflammbar ist. Wenn das Gemisch thermisch aufbereitet wird, ändert sich dieser Zustand jedoch und ab einer bestimmten Temperatur ist es zündfähig. Es ist deutlich zu sehen, dass Punkt B im brennbaren Bereich liegt, während Punkt A außerhalb der Zündgrenzen liegt. Die einzige Variable ist die Temperatur.

1.3 Abschließende Bemerkungen

Zum Schluss ist es wichtig zu verdeutlichen, dass die obenstehenden Absätze eine vereinfachte Vorstellung der Realität sind. Es wurde mit Methan gearbeitet, da dies die

einfachste Veranschaulichungsweise ist. Darüber hinaus wird Methan zum Kochen in der Küche gebraucht und jeder kennt es als Erdgas.

Bei einem Brand besteht das brennbare Gemisch jedoch nicht aus Methan und Luft. Das Gemisch kommt dadurch zustande, dass sich Brandgase und Pyrolysegase mit Luft vermischen. Neben den bereits erwähnten Bestandteilen CO₂ und Wasser, enthalten Brandgase noch viele andere Komponenten. Gase, wie beispielsweise CO und HCN werden zusammen mit einer ganzen Reihe anderer Stoffe produziert. Jeder dieser Stoffe hat unterschiedliche Zündgrenzen und eine andere Selbstzündungstemperatur. Außerdem werden große Mengen Pyrolysegase produziert. Bei Bränden entstehen desto mehr dieser Gase, desto weniger Luft verfügbar ist. Pyrolysegase verhalten sich wiederum anders als Methan oder die verschiedenen Brandgase.

In der Realität sind die Vorgänge weitaus komplexer, als sie in obenstehendem Text beschrieben werden. Trotzdem ist die vereinfachte Wiedergabe mithilfe von Methan ausreichend um die Entzündbarkeitsgrenzen zu erklären. Das Verständnis dieser Grenzen ist sehr wichtig, um Phänomene, wie Backdraft, Flashfire und Smoke Explosion zu erklären. Daher ist es für Feuerwehreute immer von Nutzen, das Prinzip der Explosionsgrenzen eingehender zu betrachten.

2 Quellennachweis

- [1] *Introduction to fire dynamics 2nd 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