

L'explosion se propage donc selon une onde.

Les explosions hétérogènes sont de deux types les déflagrations et les détonations.

Lorsqu'il y a déflagration

- la célérité de l'onde est faible ou modérée (0,1cm/s à 100m/s)
- les produits de l'explosion ont une vitesse de sens opposé à celle de l'onde
- la pression au front de l'onde est très faible, faible ou modérée.

Lorsqu'il y a détonation

- la célérité de l'onde est élevée (plus de 1km./s)
- les produits de l'explosion sont lancés dans le même sens que l'onde
- la pression au front de l'onde est très élevée.

Malgré la différence de nature, la déflagration peut avoir des effets destructeurs comparables à ceux d'une détonation. Inversement, le fait que les déflagrations entrent parmi les explosions ne doit pas faire croire qu'elles présentent toujours

ce que l'on considère ordinairement comme étant le risque d'explosion (c'est ainsi que la décomposition auto entretenue des engrais N.P.K. ne présente du point de vue pratique que les risques d'un incendie et d'une émission de fumées toxiques).

Une explosion homogène est une réaction chimique dans une phase explosive et affectant simultanément la totalité de la masse en cause.

L'explosion homogène a lieu dans un corps ^{un mélange homogène} pur ou qui est, à tout moment, à une température rigoureusement uniforme.

On considère comme des explosions homogènes celles des mélanges gazeux explosifs enfermés sous une pression inférieure à la pression atmosphérique dans des récipients de laboratoire de volume généralement $< 100 \text{ cm}^3$. que l'on chauffe de façon uniforme dans un four convenable.

L'explosion, qui se signale par un éclair lumineux bien plus que par son bruit, paraît se produire simultanément dans toute la masse.

Cependant, en recourant à une méthode ingénieuse, MELVIN opérant entre 520 et 750°C sur un mélange de 16,7% de CH_4 et 83,3% d' O_2 a prouvé que l'explosion commence en un point voisin de l'axe du récipient et se propage par une déflagration à vitesse bien plus grande que les déflagrations de mélanges de CH_4 et O_2 aux températures ordinaires.

On peut donc douter qu'il existe de véritables explosions homogènes.

On devrait parler d'explosions quasi-homogènes.

Remarques :

Une explosion ne se produit, à partir du moment où le système a été porté à une température où il réagit, qu'après un certain temps qui est appelé période d'induction de l'explosion.

Elle peut varier entre une très petite fraction de seconde et plusieurs jours (peut être même des semaines).

6. Dosage de la combustion complète et bilan d'oxygène.

Additionné d'air, un gaz combustible peut former un mélange explosif.

Parmi tous les mélanges d'un gaz combustible (G) avec l'oxygène, l'air ou un oxyde d'azote (N_2O , NO) celui qui renferme juste assez d'oxygène pour que les éléments combustibles puissent se transformer en leurs produits d'oxydation normaux est dit le mélange au dosage de la combustion complète.

Par produit d'oxydation normal il faut entendre ici le composé le plus oxygéné stable (thermodynamiquement) aux températures auxquelles sont portés les produits d'une explosion.

Ces températures sont le plus souvent dans l'intervalle 1800 - 3000°K.

Dans ces conditions l'hydrogène, le soufre, le carbone se transforment en H_2O , SO_2 , CO_2 respectivement.

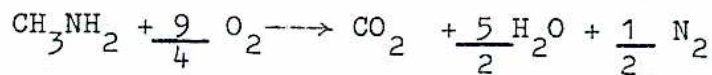
Les composés oxygènes de l'Azote sont instables par rapport à N_2 et O_2 de sorte que la notion de "combustion complète" implique que l'azote est libérée sous forme non combinée dans les explosions.

Exemples.

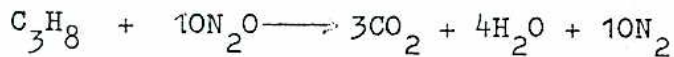
Equation de la combustion complète, avec de l' O_2 , du sulfure d'Hydrogène



Equation de la combustion complète, avec de l'O₂, de la méthylamine



Equation de la combustion du propane avec l'hémioxyde d'azote



Un calcul indique que les pourcentages molaires de gaz combustible dans ces mélanges sont

- | | |
|-----------------------|----------------------------|
| - pour le 1er cas | 40% de sulfure d'hydrogène |
| - pour le 2ème cas | 30,77% de méthylamine |
| et - pour le 3ème cas | 9,09% de propane. |

Les mélanges pauvres sont ceux qui contiennent moins de combustible que le dosage de la combustion complète.

Les mélanges riches ceux qui en renferment plus.

Le mélange au dosage de la combustion complète est aussi appelé mélange équilibré.

L'oxygène n'est pas le seul élément comburant. Le fluor l'est encore plus, et il faut aussi ranger parmi les gaz comburants divers composés fluorés comme le trifluorure de chlore ClF₃ et le trifluorure d'Azote NF₃ les produits normaux de la combustion avec le fluor de l'H₂, du C, et du S sont respectivement HF, CF₄, SF₆.

Le chlore et le brome sont aussi, spécialement dans les mélanges riches en hydrogène, des éléments comburants.

L'Iode n'est pas à ranger parmi les comburants.

Un composé comburant (par exemple H₂O₂) est un corps qui renferme des éléments comburants (O) en quantité plus grande que ce qui est nécessaire pour faire passer les éléments combustibles qu'il renferme à leur état d'oxydation normal.

On définit alors le bilan en oxygène (b.o.) d'un mélange ou d'un composé c'est la quantité d'oxygène qui manque pour que la composition soit celle de la combustion complète ou la quantité en excédent de ce dosage.

Il peut s'exprimer sur une base molaire (atomes d'oxygène/Mole) ou sur une base pondérale (en g d'O₂/100 g de corps).

Un composé comburant a un b.o. positif

Un composé combustible a un b.o. négatif.

CHAPITRE II.

Les explosions de gaz.

1. Caractères généraux des systèmes gazeux explosifs.

1.1. Introduction

Historiquement c'est dans l'exploitation des mines de charbon grisouteuses que l'on eut à faire face pour la première fois à ces mélanges gazeux explosifs : ceux que forme avec l'air le grisou mélange complexe et riche en CH_4 qui se dégage de certains gisements.

Les expériences de DAVY sont les premières dans ce domaine.

1.2. Unités de pression, état de référence, équation d'état

L'unité de pression du système International (S.I.) est le pascal (Pa)

C'est une pression beaucoup trop petite pour les besoins pratiques.

L'unité commode ici, est un multiple valant 10^5 Pa appelé bar.

Le bar diffère assez peu du kgf/cm^2 qui a été longtemps l'unité pratique et qui est encore employé.

On emploie aussi une autre unité commode qui est une unité égale à la pression atmosphérique laquelle est fixée à 101.325 Pa. Elle a été souvent désignée du nom d'atmosphère normale (atm).

Il est bien difficile de s'en passer pour bien des raisons mais plus spécialement pour la suivante : toutes les tables existantes des valeurs des constantes K_p des équilibres chimiques supposent que les pressions sont exprimées en atmosphères.

Tableau 1 de conversion des unités de pression

1 bar =	0,987 atm	=	1,0197 kgf/cm^2	=	750,1 mm Hg
1 atm =	1,013 bar	=	1,033 kgf/cm^2	=	760 mm Hg
1 kgf/cm^2 =	0,9807 bar	=	0,9678 atm	=	735,6 mm Hg
1 mm Hg =	1,333 millibar				

A côté de la pression proprement dite d'un gaz (dite pression absolue) des techniciens considèrent également la pression effective.

La pression effective = la pression absolue - 1 atm

Pratiquement on ne commet qu'une erreur négligeable quand, pour obtenir la pression effective, on diminue d'une unité la pression absolue exprimée en bars.

Sauf indication explicite contraire, les pressions indiquées dans tout ce qui suit sont des pressions absolues.

Etat de référence

Le volume d'une masse gazeuse en équilibre varie avec la température et avec sa pression.

Si pour désigner une quantité déterminée d'un gaz on se sert de son volume, il faut que cette indication du volume soit accompagnée de celles de la température et de la pression que l'on prend comme état de référence.

Les deux états les plus usités sont :

- 1°) 0°C et 1 atm normale, état employé par les physiciens ;
- 2°) 15°C et 1 atm normale, état employé par les industriels.

Equation d'Etat

Aux températures qui ne sont pas trop basses et aux pressions qui ne sont pas trop élevées ou, pour mieux préciser, dans un domaine de températures et de pressions éloigné de celui de la liquéfaction les gaz ont des lois de compressibilité qui s'écartent peu de la loi des gaz parfaits.

$$pV = nRT$$

Pour un gaz dont le volume est V

la pression est p

la température absolue T

n est le nombre de moles dans la masse de gaz considérée et R la constante universelle c'est-à-dire une constante indépendante de la nature chimique du gaz ou du mélange de gaz considéré.

Les valeurs numériques de cette constante qui dépendent des unités choisies pour exprimer la pression, le volume et la température sont données dans le tableau 2 suivant qui renferme aussi la valeur du volume molaire d'un gaz parfait à quelques températures.

Tableau n° 2 de R

Valeur de la constante R des gaz parfaits		Volume molaire d'un gaz parfait à la pression de 1 atm	
0,08315	l.bar/mol.K	22,414	l/mol. à 0° C
0,08216	l.atm/mol.K	23,234	l/mol. à 10° C
8,314	J/mol.K	23,644	l/mol. à 15° C
1987	cal/mol.K	24,055	l/mol. à 20° C

1.3. Expression de la composition d'un mélange gazeux.

La seule façon rationnelle d'exprimer la composition d'un mélange gazeux est d'indiquer les fractions molaires des divers constituants ou, ce qui revient au même, leurs multiples par le facteur 100 qui sont les pourcentages molaires.

Dans le cas d'un mélange de gaz parfaits ces pourcentages molaires sont identiques aux pourcentages en volume des constituants (ces volumes étant, bien entendu, tous pris dans les mêmes conditions de température et de pression).

Quand on traite des mélanges d'un gaz combustible G avec un comburant C (qui peut être de l'oxygène ou de l'air) on définit la richesse d'un mélange par le rapport

$$\text{des volumes } \frac{G}{C}$$

$$\text{Richesse } R = \frac{G}{C}$$

On utilise parfois aussi la notion de

$$\text{Richesse réduite } R_{rd} = \frac{\frac{G}{C}}{\left(\frac{G}{C}\right) + \left(\frac{G}{C}\right)_{eq.}}$$

avec $\left(\frac{G}{C}\right)_{eq.}$ = la richesse du mélange équilibré.

Dans ce cas R_{rd} varie de 0 à 1 en allant du comburant pur au combustible pur et en passant par 0,5 pour le mélange équilibré.

On appelle enfin Richesse relative le rapport $\frac{\left(\frac{G}{C}\right)}{\left(\frac{G}{C}\right)_{eq.}}$

1.4. Composition de l'air

Du fait que les explosions en milieux gazeux sont, pour la plupart, des explosions de mélanges de gaz inflammables avec l'air, il convient de considérer la composition de l'air.

Dans les régions où l'air n'est pas pollué on admet la composition suivante :

Azote	78,086
Oxygène	20,946
Argon	0,933
Autres gaz rares	0,002
CO ₂	0,032
	99,999

seul l'O₂ est comburant

si on compte les gaz rares et le CO₂ comme de l'azote on a

$$0,20946 \text{ O}_2 + 0,79054 \text{ N}_2 = 0,20946 (\text{O}_2 + 3,774 \text{ N}_2)$$

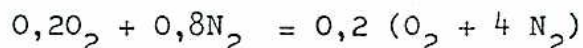
pour un calcul plus rapide et moins précis on peut prendre

$$0,21 \text{ O}_2 + 0,79 \text{ N}_2 = 0,21 (\text{O}_2 + 3,76 \text{ N}_2)$$

l'erreur que cette approximation entraîne dans le calcul du b.o. est pratiquement négligeable

l'erreur qu'elle entraîne sur la valeur calculée de la température théorique d'explosion (voir + bas) est une erreur par excès de 10°C au plus c'est-à-dire négligeable.

Allant plus loin on pourrait se contenter de



il en résulterait sur la température d'explosion une erreur de 2 à 3° C pour les mélanges suroxygénés et une erreur de 50°C pour certains mélanges sous oxygénés.

Les autres composants mineurs de l'air sont :

hélium	% : 0,0005
néon	0,0018
krypton	0,00011
xenon	0,000009
hydrogène	0,00007
hemioxyde d'Azote (N ₂ O)	0,000025
CH ₄	0,0002

Ces derniers malgré leur très faible concentration dans l'air sont cependant la cause d'explosion dans les appareils de liquéfaction de l'air.

Dans les zones industrielles, on peut trouver aussi des vapeurs d'hydrocarbures en quantité dosable ainsi que des oxydes d'azote (NO, NO₂) en quantité comparable au méthane ; ces oxydes d'azote et ces hydrocarbures en s'accumulant dans les appareils de séparation de gaz à très basse température y engendrent des composés qui sont la cause d'explosion.

1.5. Classification des explosions en milieux gazeux.

Les explosions accidentelles de mélanges gazeux ne sont que très exceptionnellement des explosions homogènes ; en effet, dans un gaz occupant un volume notable, l'uniformité de la température est pratiquement impossible à réaliser.

L'explosion est donc le plus souvent une explosion hétérogène qui après avoir été déclenchée dans une partie d'étendue restreinte du gaz, parfois presque ponctuelle, se propage de proche en proche de sorte qu'à un instant ultérieur donné, il y a une région du gaz ayant subi la réaction chimique, une région non encore atteinte par la réaction et entre ces deux régions, une zone de faible épaisseur où la réaction s'accomplit ; cette zone, le plus souvent lumineuse, est la flamme.

Il existe deux sortes bien distinctes d'explosions hétérogènes
la déflagration et la détonation

Au cours d'une déflagration, la vitesse d'avancement de la flamme est de l'ordre de quelques décimètres ou quelques mètres par seconde ; les écarts de pression à un instant donné restent faibles entre les divers points du gaz.

Au contraire, la propagation d'une détonation a lieu à une vitesse considérable en général comprise dans les gaz entre 1000 et 3000 m/s ; les écarts de pression sont énormes de part et d'autre du front de détonation entre les gaz non encore atteints par la réaction et ceux qui viennent de subir la réaction.

La distinction entre déflagration et détonation sera encore précisée plus loin.

La variation de la pression à la traversée du front d'onde est positive dans la détonation négative dans la déflagration ; la vitesse des gaz brûlés est de même sens que l'avancement de l'onde dans la détonation, de sens contraire à celle de l'onde dans la déflagration.

Cette vitesse par rapport aux gaz non encore brûlés dans lesquels l'onde se propage, est supersonique dans le cas de la détonation subsonique dans le cas de la déflagration.

1.6. Les flammes froides

Les gaz chauds et très lumineux qui sont présents au front d'une déflagration constituent une flamme normale dont la température dépasse généralement 1100°C ; mais on peut observer dans certains mélanges d'air et de gaz combustibles une réaction chimique se traduisant par une lueur analogue à celle de la phosphorescence du phosphore blanc, et qui se propage lentement dans le gaz ; on a donné à ce phénomène le nom de flamme froide car la température de la zone en réaction est très inférieure à celle qui règne dans la flamme normale à laquelle le même mélange gazeux peut donner lieu.

Depuis 1930, grâce aux études de Laffitte et Prettre on sait que de très nombreux mélanges d'air et de gaz combustibles sont susceptibles de manifester ce phénomène de la flamme froide.

Les principales différences entre les flammes froides et normales sont les suivantes :

1. Les gaz brûlés ont une composition différente ;
Dans les gaz brûlés des flammes froides des hydrocarbures ou des alcools on trouve surtout de l'acétaldéhyde composé pratiquement absent dans les explosions normales.
Dans la flamme froide de l'acétone ainsi que dans celle de beaucoup de vapeurs organiques, il y a formation de peroxydes.

2. La température de la flamme froide, le plus souvent comprise entre 200 et 400°C, peut éventuellement être inférieure à 100°C ; les flammes froides de l'éther sont à 180 - 190°C tandis que les flammes normales sont à plus de 900° C.
3. Le rayonnement des flammes froides dont la couleur est bleuâtre ou verte est dû en grande partie à la luminescence.

1.7. Différences entre explosifs gazeux et explosifs condensés

Du point de vue théorique, il n'y a pas de différences essentielles entre les explosions de mélanges gazeux et les explosions de corps solides ou liquides appelés explosifs condensés.

Pratiquement cependant, il faut noter des écarts quantitatifs importants de leurs effets.

Ils tiennent à ce que la masse volumique des explosifs condensés est le plus souvent comprise entre 0,8 et 1,6 kg/l tandis que les mélanges gazeux sous la pression atmosphérique, ont, aux températures ordinaires, une masse volumique de l'ordre de 0,001 kg/l.

L'énergie libérée dans ces mélanges gazeux dans l'unité de volume est 1000 fois moindre que celle des explosifs condensés, et les pressions engendrées sont 2.000 à 5.000 fois plus faibles.

Cependant, les vitesses de propagation des déflagrations d'une part, des détonations d'autre part, sont d'un ordre de grandeur comparable à celles qui s'observent avec les explosifs condensés.

La déflagration des explosifs condensés est sous l'influence de la densité de chargement et du confinement c'est-à-dire de la valeur $\pm$ élevée de la pression régnant dans l'enceinte où est enfermé l'explosif.

Avec les explosifs gazeux, dont il est facile de réduire la pression à des valeurs très petites ou que l'on peut au contraire mettre sous des pressions très élevées on trouve que la propagation d'une explosion dépend de la pression du gaz.

Un fait remarquable est que, lorsqu'on diminue de plus en plus la pression d'un gaz explosif, on atteint une certaine valeur au-dessous de laquelle une explosion hétérogène, déflagration ou détonation, est impossible.

La pression-limite, au-dessous de laquelle un gaz explosif donné ne peut pas propager une onde de réaction explosive dépend de la température et aussi, dans une certaine mesure, des caractères géométriques de l'enceinte qui le contient et de la forme de la source par laquelle on l'excite, ceci sera d'ailleurs précisé plus bas.

La pression-limite de propagation d'une explosion n'est pas une propriété bien définie ; c'est une notion relative, mais cette notion est très utile.

Le tableau suivant montre qu'on peut avoir des pressions-limites très petites et d'autres très grandes.

Pour divers gaz, mis en oeuvre dans l'industrie chimique, il est important de connaître le domaine des pressions dans lequel on n'a pas à craindre de propagation d'une déflagration.

Tableau n° 3 des pressions-limites de propagation de l'explosion dans les gaz, à la température ordinaire (N.B. il s'agit d'ordre de grandeur)

Gaz	Formule	Pression-limite
Bromure de propargyle	$C_3 H_3 Br$	1,5 mm de Hg
Hydrazine	$N_2 H_4$	12 mm de Hg
Acétylène	$C_2 H_2$	1,4 bar
Ethylène	$C_2 H_4$	70 bars
Propène	$C_3 H_6$	1000 bars

2. Températures théoriques d'explosion des gaz explosifs.

2.1. Définitions

Pour la connaissance des effets à attendre d'une explosion et la prévision des modes de construction d'appareils ou d'installations susceptibles de supporter sans dommage une explosion on utilise certaines données fondamentales qui se rapportent à des conditions simples bien déterminées.

Trois d'entre elles sont :

- (- la température d'explosion à pression constante
- (- la température d'explosion à volume constant
- (- la pression adiabatique statique d'explosion.

Ces températures d'explosion sont des températures théoriques car, dans les cas réels d'explosion, les températures ne sont que rarement uniformes dans la masse gazeuse brûlée et la température moyenne de ces gaz est toujours inférieure à la température théorique.

Ce n'est que dans des expériences de laboratoire, spécialement conçues à cet effet, que sont réalisées les conditions d'absence de perte d'énergie exigées par les définitions qui suivent.

2.2. Température d'explosion à pression constante.

Un système gazeux explosif étant pris à une température T_1 et sous une pression p_1

provoquons son explosion dans des conditions telles que la pression reste constante et qu'au cours de l'explosion il n'y ait avec le milieu extérieur -lui-même sous la pression p_1 - aucun échange d'énergie autre que le travail dû à la variation de volume du système explosif.

Lorsque l'explosion est terminée la température des produits de la réaction est devenue T_p

T_p = la température d'explosion à pression constante

ou

température d'explosion isobare.

Telle qu'elle vient d'être définie, elle dépend de la température et de la pression initiales.

Pratiquement ces explosions de gaz à pression constante ont lieu sous la pression ordinaire et on sous entend généralement que T_p correspond aux conditions suivantes

$$\begin{pmatrix} p_1 = 1 \text{ atm} \\ T_1 = 291 \text{ K (18° C)} \end{pmatrix}$$

Cette température d'explosion à pression constante est celle à laquelle une poche d'un mélange gazeux explosif à l'air libre serait portée du fait de l'explosion si d'une part, le gaz ne perdait pas un peu d'énergie par rayonnement et si d'autre part, comme c'est souvent le cas dans les déflagrations, la flamme se propageait à une vitesse suffisamment modérée pour que la pression ne diffère pas sensiblement de la pression du milieu ambiant.

C'est aussi (aux pertes de chaleur près) la température qui règne au point le plus chaud d'une flamme stationnaire produite par le mélange considéré, par exemple au moyen d'un brûleur, comme le classique brûleur de Bunsen fonctionnant dans l'air.

On l'appelle donc : température de flamme en sous entendant qu'il s'agit d'une flamme alimentée sous la pression atmosphérique par un mélange non préchauffé.

Le calcul de la température de flamme est un calcul classique. Son principe consiste à écrire :

" variation d'enthalpie, entre T_1 et T_p , des gaz produits par l'explosion = chaleur de la réaction à pression constante".

Des méthodes diverses sont applicables.

On peut aussi déterminer expérimentalement les températures de flamme.

Il y a en général bon accord entre les températures de flamme calculées et mesurées celles-ci étant, comme on doit s'y attendre, moindre que celles-là, puisque l'adiabaticité n'est pratiquement pas parfaite, des pertes de chaleur ayant lieu par les bords des brûleurs.

Voici quelques températures de flamme, le gaz étant initialement à 20° C et sous pression atmosphérique.

Tableau n° 4

Mélange	% molaires		Température en ° C
Hydrogène/air	31,6%	68,4%	2045°
Hydrogène/oxygène	67 %	33 %	2490
CO/air	20 %	80 %	1650
CH ₄ /air	10 %	90 %	1875
C ₂ H ₂ /oxygène	28,5%	71,5%	3060

2.3. Température d'explosion à volume constant

Considérons un système gazeux explosif sous la pression p_1 et à la température T , enfermé dans un récipient à volume invariable dont les parois sont supposées être imperméables à la chaleur et au rayonnement.

Imaginons que son explosion soit déclenchée par un amorçage (tel qu'une étincelle électrique) qui n'apporte qu'une énergie négligeable.

Au cours de l'explosion, le gaz est le siège de mouvements plus ou moins rapides et il y a d'importantes inégalités de la température d'un point à un autre du contenu du récipient ; si l'explosion est une détonation, il y a aussi de très importantes différences de pression.

Mais, après un temps assez court, le système atteint un état de repos où sa température est T_v sa pression étant devenue p_2

Ces dernières resteraient ensuite constantes dans l'hypothèse, qui a été faite, de l'absence complète d'échange d'énergie entre le gaz et les parois du contenant.

La température T_v = la température d'explosion adiabatique statique à volume constant ou en abrégé la température d'explosion à volume constant.

Elle dépend non seulement de la composition chimique du gaz explosif considéré mais encore de la pression et de la température initiales.

Sauf indications contraires cette dernière est supposée = 18°C (291 K).

Dans l'expression de la définition l'adjectif "statique" indique qu'il s'agit de gaz finalement au repos.

Le calcul de la température d'explosion à volume constant est assez semblable à celui de la température d'explosion isobare.

Il fait intervenir la chaleur de réaction à volume constant et les variations de l'énergie des gaz.

Il est très facile dans les cas où l'on connaît à l'avance la composition chimique du système après l'explosion mais souvent on doit faire le calcul simultané de T_v et de la composition chimique des produits de l'explosion.

2.4. Pression d'explosion adiabatique.

La pression p_2 sous laquelle se trouvent les gaz provenant de l'explosion dans les conditions précédentes (adiabaticité et volume constant) sera appelée pression d'explosion adiabatique du mélange considéré, relative aux conditions initiales (T_1 p_1) considérées.

Quand les gaz sous des pressions d'un ordre de grandeur tel qu'on puisse valablement leur appliquer les lois des gaz parfaits la connaissance de l'équation chimique de la réaction, des conditions initiales de température et de pression, et celle de la température d'explosion à volume constant T_v permettent de calculer facilement la pression d'explosion p_2 .

En effet, si selon l'équation chimique, l'explosion de n_1 moles de gaz engendre n_2 moles de gaz dans le système en équilibre après l'explosion dans le récipient de volume V on peut écrire les équations :

$$\begin{aligned} p_1 V &= n_1 R T_1 \\ p_2 V &= n_2 R T_v \\ \text{ou } \frac{p_2}{p_1} &= \frac{n_2}{n_1} \frac{T_v}{T_1} \quad (1) \end{aligned}$$

Dans les cas assez nombreux, où T_v ne dépend pas de la pression p_1 (tout au moins tant que celle-ci ne dépasse pas 10 à 20 bars) le second membre de la relation précédente est indépendant de p_1 .

Il existe alors une valeur constante du rapport $\frac{p_2}{p_1}$

T_1 étant toujours à la même température de référence (18°C)

Ce facteur constant est appelé facteur d'élévation de la pression (ϵ) dans l'explosion statique à volume constant.

3. Vitesse et pression. des déflagrations de gaz.

3.1. Vitesse des déflagrations de gaz.

3.1.1. Vitesses de flammes déflagrantes ou vitesses spatiales.

Dans un mélange gazeux, on entend par déflagration un certain mode de propagation de la zone qui est le siège de la réaction explosive.

Dans cette zone, dont l'épaisseur n'est qu'une fraction de millimètre le gaz porté à haute température est lumineux et constitue la flamme ; celle-ci sépare le milieu qui vient de réagir (gaz brûlés) de celui qui n'a pas encore réagi.

La propagation de la flamme n'est pas celle du gaz mais celle de l'entrée en réaction chimique, les unes après les autres des couches de gaz non brûlés.

C'est donc la progression d'une onde, parfois assez lente pour qu'on puisse la suivre du regard.

Les gaz brûlés, ainsi que les gaz n'ayant pas encore réagi, sont en mouvement.

La déflagration d'un gaz associe donc une transformation chimique (combustion) se propageant selon une onde à des phénomènes de dynamique du fluide.

Dès 1883, Mallard et Le Chatelier appliquèrent la méthode de photographie continue à l'étude de la propagation des flammes de mélanges explosifs.

Ceux ci étaient contenus dans des tubes horizontaux de quelques centimètres de diamètre.

Les phénomènes les moins complexes sont ceux que l'on observe dans un tube fermé à une extrémité, le mélange étant allumé à l'autre extrémité ouverte.

D'après les enregistrements obtenus les auteurs ont distingué les phases suivantes ;

- a) très peu de temps après le début de la combustion, la flamme avance vers l'extrémité fermée du tube d'un mouvement uniforme ;
- b) au bout d'un certain temps le mouvement devient vibratoire (et peut si l'amplitude des oscillations de la flamme est grande, cesser par extinction de la flamme ;

- c) Dans une troisième phase, le mouvement s'accélère fortement et il peut arriver qu'il fasse place à une progression par détonation (à vitesse extrêmement élevée).

De très nombreux travaux sur les flammes dans des tubes ont été faits de 1910 à 1930 en particulier par WHEELER et ses élèves.

Ils ont montré que, dans le mouvement uniforme de la flamme la vitesse pour un mélange donné croît avec le diamètre du tube (fig.1).

Pour un diamètre donné et avec les divers mélanges d'un gaz combustible donné avec l'air; le maximum de la vitesse s'observe pour une richesse relative supérieure à l'unité (fig.2).

$$\text{richesse relative} = \frac{G}{C}$$

$$\left(\frac{G}{C} \right)_{\text{q.}}$$

Dans l'intervalle allant de la température ordinaire à 150°C la vitesse de la flamme croît un peu avec la température.

Dans une canalisation de quelques décimètres de diamètre remplie d'un mélange qui déflagre la flamme met en mouvement les gaz non encore brûlés ; la vitesse de ceux-ci va en croissant et leur écoulement cesse d'être laminaire quand le nombre de Reynolds vient à dépasser une certaine valeur critique à partir de ce moment, le front de flamme dans le gaz turbulent prend une forme irrégulière, sa surface augmente et la vitesse de flamme croît et atteint des valeurs énormes de plusieurs centaines de mètres par seconde.

D'une façon générale, lors d'une déflagration, il y a mise en mouvement du gaz non brûlé en avant de la flamme; ceci étant connu depuis longtemps sous le nom de chasse préalable au cours des explosions de mélanges grisouteux dans les galeries de mines ou dans les galeries expérimentales des stations d'essai.

Bien entendu, cette chasse préalable se produit aussi lors d'une déflagration accidentelle dans une canalisation ou dans un local ; d'ailleurs c'est à la vitesse des gaz mis en mouvement que sont dus, pour une part, les dégâts causés par les déflagrations.

En outre, cette chasse préalable, quand elle a une durée importante, finit par se propager selon une onde de choc (d'ailleurs faible, si on la compare à celles qui sont causées par les détonations en milieu gazeux).

Les mélanges d'un gaz combustible avec de l'oxygène ont une vitesse de flamme bien plus grande que les mélanges du même gaz avec l'air.

Inversément, si un mélange de gaz combustible et d'air est additionné d'un gaz inerte (en quantité modérée, sinon le mélange final ne serait plus explosif) la vitesse de la flamme diminue.

3.1.2. Célérité des déflagrations de gaz.

Les vitesses de flammes, dont il a été question au paragraphe précédent, sont des vitesses par rapport à l'appareil contenant le gaz (ou par rapport à l'observateur immobile).

On les appelle parfois des vitesses spatiales.

La célérité de la déflagration est la vitesse avec laquelle le front de flamme avance par rapport au milieu aval.

Si le milieu aval restait immobile jusqu'au moment où il est absorbé par la flamme, il y aurait identité entre (vitesse de flamme
(et
(célérité.

Mais en fait, le gaz non brûlé est mis en mouvement par la flamme et la vitesse spatiale est la résultante

(de la célérité

(et

(de la vitesse d'écoulement des gaz non encore brûlés.

Ceci apparaît nettement dans une flamme stationnaire (c'est-à-dire fixe par rapport à l'appareil) à la sortie d'un brûleur, du genre du bec bunsen, quand celui-ci est alimenté par un mélange de gaz combustible et d'air. La flamme a une forme à peu près conique et quand le gaz combustible est un hydrocarbure, une couleur bleue caractéristique. (fig. 3).

Si v est la vitesse à laquelle arrive le mélange gazeux explosif, pour que la flamme soit stationnaire, il faut que la célérité F de la déflagration soit opposée à la composante normale au front SB de la vitesse.

Il en résulte que $F = v \sin \alpha$ (1)

étant le demi angle au sommet du cône.

L'observation de la flamme conique permet donc un calcul facile de F , si on connaît la vitesse v qui est reliée au débit D en volume du gaz dans le tuyau de section s par $D = v.s.$ (2).

Des relations (1) et (2) on déduit F

$$\text{car } D = F \cdot \frac{s}{\sin \alpha}$$

et on déduit que le débit est égal au produit de la célérité par la surface du cône de flamme.

La méthode du cône stationnaire, perfectionnée pour tenir compte de ce que la flamme n'est pas parfaitement conique, a permis de faire des mesures des célérités de déflagration.

Cette célérité peut aussi être mesurée par l'observation dans un tube de la flamme se propageant d'un mouvement uniforme vers l'extrémité fermée.

A travers un élément dA de la surface de flamme, le volume du gaz qui entre en combustion pendant le temps dt vaut $F \cdot dA \cdot dt$, dont la somme étendue à toute la flamme d'aire A est $F \cdot A \cdot dt$; ceci doit être égal au volume balayé dans le tube de section s par la flamme, soit $V \cdot s \cdot dt$, V étant la vitesse de la flamme ;

$$\text{donc } F = V \frac{s}{A} = \frac{D}{A} \quad (3).$$

D étant le débit en volume du gaz.

COWARD et HARTWELL ont ainsi fait des mesures de F , en déterminant l'aire A d'après les photographies instantanées de la flamme ; ils ont donné le nom de vitesse fondamentale de la flamme au quotient du débit en volume du gaz frais dans le tube par l'aire de la flamme.

Cette vitesse fondamentale n'est autre que la célérité de la déflagration, et la relation (3) montre que, puisque l'air de la flamme est beaucoup plus grande que la section droite s , la vitesse fondamentale est moindre que la vitesse spatiale (vitesse par rapport à l'observateur).

Le fait que des mesures faites dans des tubes de différents diamètres conduisent, pour un mélange explosif donné à la même valeur de F alors que V augmente considérablement quand le diamètre croît est une preuve que c'est la vitesse fondamentale ou célérité qui caractérise vraiment la propagation de la flamme.

3.1.3. Valeurs de la vitesse fondamentale de flamme.

La vitesse fondamentale d'une flamme déflagrante, pour les théoriciens de la combustion, est vraiment une donnée fondamentale de cette flamme ; aussi, de nombreux expérimentateurs se sont efforcés d'en faire des mesures précises et d'étudier les facteurs dont elle dépend.

Les diverses méthodes de mesure donnent des valeurs qui, pour un gaz donné, peuvent différer entre elles de 10 ou 20%.

ANDREWS et BRADLEY, après un examen critique des diverses méthodes, ont retenu les valeurs du tableau suivant ;

Tableau n°5.

Valeurs maximales de la vitesse fondamentale de flamme de divers gaz combustibles.

gaz combustibles	gaz comburants	
	air	oxygène
	Cm/s	Cm/s
Méthane	45	450
éthylène	79	
acétylène	158	1140
hydrogène	310	1400

Pour les mélanges d'hydrocarbures saturés et d'air, le maximum de la vitesse fondamentale, qui est de l'ordre de 35 à 40 cm/s est obtenu avec un mélange de richesse relative allant de 1 à 1,3.

Les hydrocarbures éthyléniques et l'hydrogène ont des vitesses fondamentales bien plus grandes de même que le sulfure de carbone et l'oxyde d'éthylène.

A titre d'exemple la fig. 4 représente la variation de la vitesse fondamentale des mélanges éthylène-air en fonction de la composition obtenue par LINNETT et ses collaborateurs.

Pour tous les mélanges que l'on a étudié, ce sont des courbes d'allure analogue qui ont été obtenues.

Influence de la température.

GIBBS et CALCOTTE ont aussi mesuré la vitesse fondamentale de divers mélanges à 100°C ; en passant de 25 à 100°C, elle augmente d'environ 40%.

A des températures dépassant 200°, on trouve des valeurs dépassant le double de celle qui est mesurée à la température ordinaire.

Des mesures ont pu être faites jusqu'à - 150°C sur des mélanges Hydrogène-oxygène et ont montré que la vitesse fondamentale varie linéairement avec la température absolue s'abaissant de 50 cm/s à 18cm/s.

Influence de la pression.

Dans l'intervalle de 0,5 à 5 bars, quand la pression croît, la vitesse fondamentale de mélanges avec l'air d'hydrocarbures saturés ou d'oxyde de carbone subit une diminution (de 62 cm/s à 0,5 bar à 49 cm/s à 1 bar).

Mais les mélanges d'acétylène avec l'air ou avec l'oxygène ont une vitesse fondamentale indépendante de la pression.

Tout ceci montre la grande complexité de ce phénomène de combustion.

En conclusion, la vitesse fondamentale de combustion donne des indications utiles, dans les problèmes relatifs à la sécurité lorsqu'on veut comparer la rapidité de la propagation, dans une enceinte déterminée, de la flamme d'un certain mélange gazeux à celle d'un autre mélange qui a été expérimenté dans l'enceinte en question.

3.1.4. Mouvement de la flamme dans une enceinte non tubulaire.

Comment se comporte une flamme, amorcée en un point (par une étincelle électrique par exemple), dans un mélange gazeux non agité contenu dans une enceinte close.

Au début, la flamme a la forme d'une sphère dont le rayon va croissant ; mais bientôt, pour des raisons tenant aux conditions de mise en mouvement du gaz non encore brûlé et qui est gêné par les parois, la flamme se déforme et se déplace en allant vers la région centrale du récipient.

Tout ce qui constitue un obstacle au mouvement du gaz non brûlé a pour effet de perturber notablement l'écoulement gazeux et modifie la flamme.

Si le récipient est constitué de deux compartiments communiquant par un orifice percé dans la cloison qui les sépare, la flamme amorcée dans un compartiment est comme attirée vers l'orifice et donne naissance à un dard allongé dans le compartiment voisin.

Des obstacles placés en chicane, ou même de simples aspérités de la parois, sont causes de troubles hydrodynamiques qui modifient considérablement le mouvement de la flamme.

Tous ces phénomènes fort complexes ont été étudiés surtout par ELLIS et ses collaborateurs.

Pour un mélange donné la pression maximale atteinte dans une explosion à toujours, dans un récipient sphérique, une valeur plus grande que celle que l'on observe dans un récipient d'une autre forme.

Quand la source d'inflammation n'est pas ponctuelle si elle est par exemple un fil métallique incandescent, la flamme ne peut pas être sphérique à son début ; en outre, elle subit l'effet des courants de convections ascendants dans le gaz non brûlé : elle doit donc monter.

Tout ce qui précède est relatif à des gaz non agités ; mais si le gaz est le siège de turbulence par quelque mécanisme que ce soit, la flamme aura une forme très tourmentée et pourra même être divisée en une pluralité de surface de flamme ; l'aire totale du front de combustion est considérablement augmentée et par conséquent, la quantité de gaz brûlée par unité de temps étant très grande, la déflagration devient très rapide.

L'évolution d'une déflagration dans une enceinte close est donc très complexe.

3.1.5. Mouvement de la flamme dans une enceinte ouverte à l'atmosphère.

Dans une enceinte présentant une ouverture à l'atmosphère toute élévation de la pression à l'intérieur provoque une expulsion de gaz par l'ouverture ; si donc un mélange gazeux explosif présent dans l'enceinte est amorcé en un point éloigné de l'ouverture, l'augmentation de pression due à la combustion chassera du gaz non brûlé par l'orifice ; il y aura un mouvement général de ce gaz vers l'orifice, ce qui provoquera un déplacement de la flamme dans la même direction.

Si le mélange gazeux avait été amorcé au voisinage de l'ouverture, ce serait des gaz brûlés qui s'échapperaient à l'air.

Le débit d'évacuation du gaz dépend évidemment de la surface de l'ouverture ; si cette surface est faible vis-à-vis de la section générale de l'enceinte, le débit de mise à l'air n'empêche pas la pression à l'intérieur de l'enceinte d'atteindre une valeur dépassant notablement la pression atmosphérique et quand cette pression est le double environ de la pression atmosphérique, le gaz s'échappe de l'orifice à une vitesse égale à la vitesse du son ; s'il s'agit de gaz brûlés chauds, à très haute température, elle peut dépasser 600 m/s.