

Министерство Российской Федерации
по делам гражданской обороны, чрезвычайным ситуациям
и ликвидации последствий стихийных бедствий

Академия Государственной противопожарной службы

А. С. Андросов, И. Р. Бегишев, Е. П. Салеев

ТЕОРИЯ ГОРЕНИЯ И ВЗРЫВА

Допущено Министерством Российской Федерации
по делам гражданской обороны, чрезвычайным ситуациям
и ликвидации последствий стихийных бедствий в качестве
учебника для высших образовательных учреждений
МЧС России

Москва
2015

УДК 614.841.41
ББК 38.96
А 66

Рецензенты:

А. А. Сердан, доктор химических наук,
профессор МГУ им. М. В. Ломоносова;
С. Г. Цариченко, доктор технических наук,
заместитель начальника ФГУ ВНИИПО России;
А. В. Попов, заместитель начальника отдела
Департамента надзорной деятельности МЧС России

Андросов А. С.

А 66 Теория горения и взрыва : учебник / А. С. Андросов, И. Р. Бегишев,
Е. П. Салеев. – М. : Академия ГПС МЧС России, 2015. – 248 с.

ISBN 978-5-9229-0100-0

Изложение материала учебника учитывает специфику будущей деятельности специалистов противопожарной службы. Большое внимание уделяется неразрывной связи теории горения и взрыва с прикладными вопросами пожаровзрывобезопасности.

Учебник предназначен для курсантов, студентов и слушателей высших образовательных учреждений МЧС России пожарно-технического профиля.

УДК 614.841.41
ББК 38.96



© Академия Государственной противопожарной
службы МЧС России, 2015

Предисловие

Цель настоящего учебника – помочь слушателям при изучении дисциплины «Теория горения и взрыва». Этот учебник предназначен для слушателей очного и заочного факультетов на базе общего и специального образования и написан на основе многолетнего опыта преподавания дисциплины в Академии ГПС МЧС России. Он будет также полезен слушателям факультета руководящих кадров и адъюнктам.

Учебник дает представление о горении и взрыве как физическом и химическом явлениях. В нем рассматриваются теоретические проблемы кинетического горения как начального этапа возникновения практически любого пожара, что важно для профилактики пожаров и взрывов; даны теоретические основы диффузионного горения газов, жидкостей и твердых материалов. Дисциплина «Теория горения и взрыва» является базовым теоретическим фундаментом многих специальных дисциплин, преподаваемых в Академии ГПС МЧС России.

Главы 1, 4 написаны доктором технических наук, профессором И. Р. Бегишевым, главы 3, 7, 8 – кандидатом технических наук, доцентом А. С. Андросовым, главы 5, 6 – кандидатом технических наук, старшим научным сотрудником Е. П. Салеевым, глава 2 – совместно доктором технических наук, профессором И. Р. Бегишевым и кандидатом технических наук, старшим научным сотрудником Е. П. Салеевым.

Для более глубокого изучения отдельных разделов дисциплины рекомендуется дополнительная литература, список которой приводится авторами.

1. Общие сведения о горении и взрыве

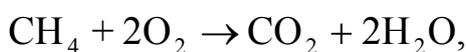
1.1. Химическая и физическая природа горения

Горение – это сложный физико-химический процесс, в основе которого лежит быстрая химическая реакция, протекающая с выделением большого количества тепла и света.

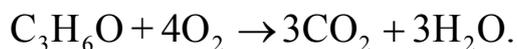
Самыми распространенными реакциями горения являются реакции взаимодействия веществ с кислородом. Например, при горении водорода происходит реакция



при горении метана



при горении ацетона



Эти реакции относят к классу реакций окисления. Окислителем в этих реакциях является кислород, а окисляемое в реакции горения вещество называют *горючим*. Горючими веществами в приведенных примерах являются водород, метан, ацетон.

Реакции горения протекают при высоких температурах ($T > 1000 \text{ K}$), поэтому они происходят быстро и при наличии достаточного количества окислителя до полного окисления горючего вещества. Продуктами полного окисления углерода является CO_2 , водорода – H_2O , серы – SO_2 и т. д.

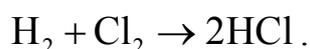
Рассмотрим, чем реакция горения принципиально отличается от других реакций окисления. Известно, что окисление многих горючих веществ с заметной скоростью происходит при температурах 600–800 К. Например, метан при этих температурах окисляется до метилового спирта (CH_3OH), который в дальнейшем может окисляться до альдегида (CH_2O), а альдегид до муравьиной кислоты (HCOOH). Все эти реакции экзотермические (происходят с выделением тепла). Однако скорость выделения тепла в такой реагирующей смеси недостаточна для поддержания температуры реакции. Поэтому для того, чтобы в такой системе происходило окисление, реагирующую смесь необходимо подогревать, т. е. сообщать ей дополнительное количество тепла. Если этого не сделать, то температура реагирующей смеси вследствие теплопотерь понизится до температуры окружающей среды (~300 К) и реакция окисления прекратится. Если же эту систему (смесь метана с воздухом) нагреть до температуры 810 К, то произойдет резкое ускорение химической реакции, температура смеси повысится до 1500–2000 К и в ней возникнет качественно другая реакция – реакция

горения, которая будет протекать с большой скоростью и образованием продуктов полного окисления. При полном окислении горючего вещества выделяется максимальное количество теплоты, а высокая скорость химической реакции обеспечивает интенсивное тепловыделение и поддержание в системе высокой температуры. В этом случае реакционную смесь больше подогревать не нужно, собственного тепла достаточно для нагревания этой системы до температуры, при которой происходит химическая реакция горения (1500–2000 К).

Таким образом, реакция горения, однажды возникнув, в дальнейшем способна сама себя поддерживать. Именно это является отличительной особенностью реакций горения, их фундаментальным свойством. Именно с этим свойством реакций горения связана способность пламени самопроизвольно распространяться по смеси горючего с окислителем. Пламя, являющееся зоной химических реакций горения, будет существовать до тех пор, пока обеспечивается поступление в эту зону свежих порций горючего и окислителя.

Горение веществ может происходить не только при их взаимодействии с кислородом, но и при взаимодействии с другими окислителями, такими как хлор, фтор, окислы азота.

Например, водород и многие углеводороды хорошо горят в атмосфере хлора. При горении водорода происходит реакция образования хлористого водорода:



Горение в хлоре сопровождается меньшим тепловыделением и происходит с меньшей скоростью, чем в кислороде.

Реже встречается такое горение, при котором происходит превращение одного вещества. Примером тому может служить взрывное разложение ацетилена:



К такому же типу реакций можно отнести горение пороха и некоторых твердых ракетных топлив.

Специалистам, работающим в области пожарной безопасности, приходится в основном иметь дело с горением в атмосфере воздуха, где окислителем является кислород. Именно реакция горючего вещества с кислородом лежит в основе процесса горения, который происходит на пожаре.

Горение в воздухе

В воздухе содержится 21 % (об.) кислорода, 78 % (об.) азота и около 1 % (об.) аргона и других инертных газов. Если инертные газы условно объединить с азотом, то можно принять, что воздух состоит только из кислорода – 21 % (об.) и азота – 79 % (об.).

При горении веществ в воздухе азот играет роль инертного разбавителя, который уменьшает скорость и температуру горения. Под температурой горения понимают максимальную температуру газовой среды в зоне химических реакций, т. е. в зоне, где и происходит выделение тепла и света. Эту светящуюся зону, где протекает химическая реакция горения, называют *пламенем*.

В табл. 1.1 приведены максимальные значения температур пламени, измеренные при сгорании веществ в смеси с кислородом и воздухом.

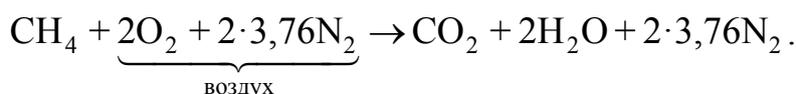
Таблица 1.1

Температура горения различных веществ

Горючее вещество	Температура пламени, °С*	
	горение в кислороде	горение в воздухе
Водород H ₂	2660	2045
Метан CH ₄	2930	1875
Ацетилен C ₂ H ₂	3137	2325

* В книге: *Похил П. Ф.* Физика взрыва. – Изд-во АН СССР, 1953.

При температурах горения, которые характерны для смесей горючего вещества с воздухом, азот не окисляется в пламени до окислов, т. е. участие в химических превращениях не принимает. При горении в воздухе происходит лишь образование продуктов реакции окисления горючего вещества. Однако при составлении материального баланса процесса горения в уравнение для удобства выполнения некоторых расчетов (для определения количества воздуха, необходимого для горения, объема продуктов горения, температуры горения) записывают и азот. Так как на 1 кмоль кислорода в воздухе приходится $79 : 21 = 3,76$ кмоль азота, то в уравнении материального баланса процесса горения перед азотом ставят коэффициент 3,76. Например, при горении метана в воздухе уравнение горения запишется в следующем виде:



Уравнивая правую и левую часть, необходимо перед азотом дополнительно поставить такой же коэффициент, как и перед кислородом. Это означает, что если для горения будет взято кислорода в два раза больше, то вместе с ним в зону горения в два раза больше попадет и азота.

Итак, в основе процесса горения лежит химическое превращение одних веществ в другие, происходящее с большим выделением тепла. Интенсивное тепловыделение и образование новых химических веществ приводит к появлению больших пространственных неоднородностей – температурных и концентрационных полей с высокими градиентами температуры (dT/dx) и концентраций (dc/dx). Эти неоднородности вызывают

мощные физические процессы тепло- и массопереноса. Из высокотемпературной зоны горения тепло излучается в окружающее пространство и по механизму теплопроводности передается близлежащим слоям газа. Разогретые до высокой температуры газообразные продукты, имея меньшую плотность, поднимаются вверх, образуя конвективные потоки. Таким образом, передача тепла из зоны горения происходит всеми возможными механизмами: излучением, теплопроводностью и конвекцией. Конвективными потоками осуществляется не только перенос тепла, но и перенос массы. Разогретые продукты горения, поднимаясь вверх, обеспечивают также приток свежего вещества к зоне горения. Такой перенос массы называют *конвективной диффузией*. Конвективная диффузия играет чрезвычайно важную роль на пожаре, особенно в случае горения жидких и твердых веществ. Конвективные потоки в основном определяют интенсивность горения, формируют размеры, форму пламени, его температуру.

В процессах горения большое значение имеет и молекулярная диффузия, скорость которой пропорциональна градиенту концентрации вещества. Молекулярная диффузия наряду с теплопроводностью имеет решающее значение в процессе распространения горения.

1.2. Основные сведения о кинетике химических реакций

Наука, изучающая протекание химических реакций, их скорости и механизмы, называется *химической кинетикой*. Химическая кинетика находится на стыке двух больших областей знаний – физической химии и химической физики. Знания о кинетике химических реакций горения помогают не только понять происходящие в зоне горения процессы, но и осознанно управлять ими.

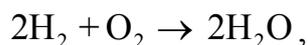
Любая химическая реакция, в том числе и реакция горения, происходит с разрывом химических связей в молекулах исходных реагирующих веществ и с образованием новых химических связей в продуктах реакции. Для разрыва химической связи необходимо затратить определенное количество энергии, а при образовании этой же химической связи такое же количество энергии выделяется. Численные значения энергии некоторых химических связей приведены в табл. 1.2.

Таблица 1.2

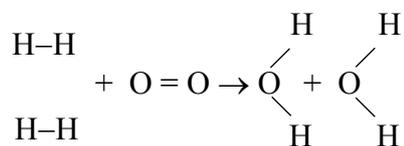
Энергия разрыва химической связи в молекулах

Реакция	Энергия связи, кДж/моль	Реакция	Энергия связи, кДж/моль
$\text{Cl}_2 \rightarrow 2\text{Cl}$	242,7	$\text{O}_2 \rightarrow 2\text{O}$	493,7
$\text{H}_2 \rightarrow 2\text{H}$	432,2	$\text{CH}_4 \rightarrow \text{CH}_3+\text{H}$	435,1
$\text{HCl} \rightarrow \text{H}+\text{Cl}$	431,4	$\text{C}_2\text{H}_6 \rightarrow \text{C}_2\text{H}_5+\text{H}$	410,0
$\text{OH} \rightarrow \text{H}+\text{O}$	460,2	$\text{CO} \rightarrow \text{C}+\text{O}$	1076,1
$\text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{OH}+\text{H}$	498,7	$\text{CO}_2 \rightarrow \text{CO}+\text{O}$	532,2

Для того чтобы произошла химическая реакция между водородом и кислородом с образованием воды



необходимо затратить энергию для разрыва химических связей в двух молекулах водорода и в одной молекуле кислорода.



При образовании четырех новых связей О–Н в молекулах воды энергия выделится. В экзотермических реакциях количество энергии, выделившейся при образовании химических связей, больше, чем затраченной на разрыв. Разница между ними составляет величину теплового эффекта химической реакции:

$$E_{\text{выдел}} - E_{\text{затр}} = Q.$$

Воспользовавшись табл. 1.2, определим тепловой эффект химической реакции горения водорода:

$$Q = \frac{4E_{\text{св}}^{\text{OH}} - 2E_{\text{св}}^{\text{H}_2} - E_{\text{св}}^{\text{O}_2}}{n_{\text{H}_2}} = \frac{4 \cdot 460,2 - 2 \cdot 432,2 - 497,7}{2} = 241,4 \frac{\text{кДж}}{\text{моль}},$$

где $E_{\text{св}}$ – энергия химической связи, кДж/моль;

n_{H_2} – число молей водорода, участвующих в химической реакции.

Такое количество теплоты выделится, если прореагирует один моль водорода.

Энергетическая схема протекания химической реакции представлена на рис. 1.1. Для того чтобы исходные реагенты превратились в продукты реакции, им необходимо преодолеть энергетический барьер (энергия активации). Величина энергетического барьера E соответствует тому количеству энергии, которое необходимо молекулам исходных веществ для того, чтобы вступить в химическую реакцию. Эта энергия называется *энергией активации химической реакции*. Для реакции окисления водорода, если она будет происходить по тому формальному механизму, который был рассмотрен (сначала разрыв химических связей в молекулах водорода и кислорода, а затем образование химических связей в молекулах воды), энергия активации E по величине будет равна энергии, необходимой для разрыва химических связей в молекулах водорода и кислорода, и это никак не меньше 400 кДж/моль (см. табл. 1.2). Однако для большинства реакций горения, в том числе и реакции горения водорода, значения энергии активации составляют всего 80–160 кДж/моль. Объясняется это особым механизмом реакций горения.

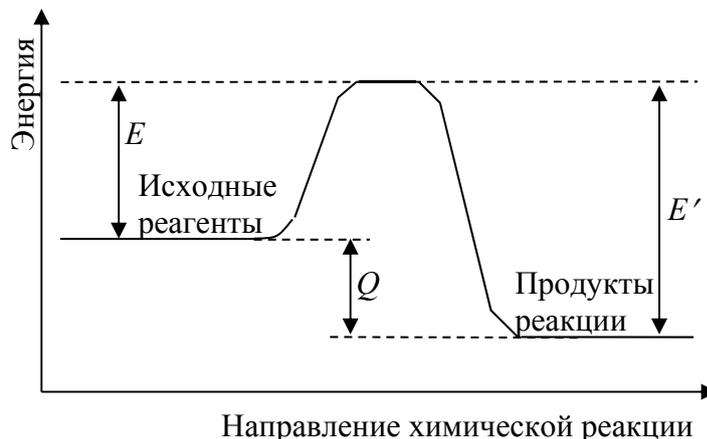


Рис. 1.1. Энергетическая схема химической реакции:
 E, E' – энергия системы в начальном и конечном состояниях

Тепловой эффект химической реакции Q не зависит от величины энергии активации E , т. е. от того, по какому механизму происходит реакция, а зависит только от начального и конечного состояния системы (см. рис. 1.1). На этом основан метод расчета теплового эффекта по разнице теплот образования продуктов реакции и исходных веществ.

Тепловой эффект химической реакции определяет количество теплоты, выделяющейся при горении. Тепловой эффект, рассчитанный для реакции горения с образованием продуктов полного окисления, называют *низшей теплотой сгорания вещества* Q_n .

Для возникновения и распространения процесса горения решающее значение имеет не величина теплового эффекта, а скорость тепловыделения, которая в первую очередь зависит от скорости химической реакции.

Скорость химической реакции определяется количеством вещества, вступающего в реакцию в единицу времени в единице объема. Ее измеряют либо по убыли концентрации исходных веществ, либо по увеличению концентрации продуктов реакции. Например, скорость реакции окисления водорода, моль/(м³·с):

$$W = -\frac{dC_{\text{H}_2}}{d\tau} \quad (1.1)$$

или

$$W = \frac{dC_{\text{H}_2\text{O}}}{d\tau}, \quad (1.2)$$

где C_{H_2} и $C_{\text{H}_2\text{O}}$ – концентрации водорода и воды в моль/м³.

Производная dC_{H_2}/dt будет отрицательной, так как в ходе реакции концентрация водорода уменьшается, поэтому перед ней ставят знак минус.

Поскольку химическая реакция происходит при столкновениях молекул реагирующих веществ, а число столкновений пропорционально концентрации молекул в единице объема, то скорость химической реакции пропорциональна концентрациям реагирующих веществ. Для мономолекулярной реакции типа



скорость химической реакции

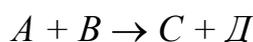
$$W = kC_{AB}, \quad (1.3)$$

где k – константа скорости химической реакции.

Такую реакцию еще называют *реакцией первого порядка*, так как показатель степени, с которым концентрация вещества входит в уравнение для скорости реакций, равен единице. Примером реакции первого порядка является распад ацетилена:



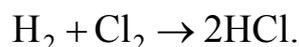
Для бимолекулярной реакции типа



скорость химической реакции пропорциональна концентрациям компонентов A и B

$$W = kC_A C_B. \quad (1.4)$$

Поскольку концентрация вещества A в степени единица и концентрация вещества B также в степени единица, суммарный порядок реакции равен двум, поэтому такую реакцию называют *реакцией второго порядка*. Примером реакции второго порядка является реакция, происходящая при столкновении молекул водорода и хлора:



Тримолекулярные реакции типа



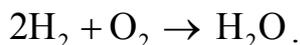
скорость которых определяется уравнениями

$$W = kC_A C_B^2 \quad (1.5)$$

или

$$W = kC_A^2 C_B, \quad (1.6)$$

называют *реакциями третьего порядка* (сумма показателей степени концентраций реагентов равна трем). Реакция третьего порядка имеет место при соударении двух молекул водорода и молекулы кислорода



Реакции более высоких порядков в природе не встречаются, так как вероятность одновременного столкновения четырех и более частиц (молекул, атомов, радикалов) практически равна нулю. Наиболее распространенными являются реакции второго порядка.

Химическая реакция происходит не при каждом соударении молекул. Для того чтобы произошло химическое взаимодействие, молекулы должны иметь энергию больше, чем энергия активации химической реакции.

Энергия молекул увеличивается с ростом температуры газовой среды. Однако не все молекулы имеют одинаковую энергию. Согласно законам статистической физики доля активных молекул (имеющих энергию выше, чем энергия активации химической реакции) пропорциональна абсолютной температуре:

$$\frac{N_{\text{акт}}}{N} = \exp(-E/RT), \quad (1.7)$$

где N и $N_{\text{акт}}$ – общее число молекул и число активных молекул, соответственно;

E – энергия активации химической реакции;

R – универсальная газовая постоянная;

T – температура, К.

В табл. 1.3 показано, как меняется доля активных молекул с увеличением температуры газа в зависимости от величины энергии активации.

Таблица 1.3

Доля молекул, энергия которых превышает энергию активации химической реакции

Энергия активации химической реакции E , кДж/моль	Доля активных молекул при различных температурах T , К			
	1000	1500	2000	3000
40	$8 \cdot 10^{-3}$	0,04	0,09	0,2
80	$6,6 \cdot 10^{-5}$	$1,6 \cdot 10^{-3}$	$8 \cdot 10^{-3}$	0,04
160	$4,4 \cdot 10^{-9}$	$2,7 \cdot 10^{-6}$	$6,6 \cdot 10^{-5}$	$1,6 \cdot 10^{-3}$

Чем выше температура, тем больше доля активных молекул, а это значит – больше число эффективных соударений. Поскольку скорость химической реакции пропорциональна числу эффективных соударений, то ее зависимость от температуры среды будет выглядеть аналогично уравнению (1.7). В связи с этим константу скорости химической реакции можно представить в виде:

$$k = k_0 \exp(-E/RT), \quad (1.8)$$

где k_0 – предэкспоненциальный множитель.

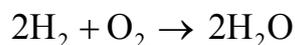
Тогда уравнение для скорости, например, реакции второго порядка примет следующий вид:

$$W = k_0 C_A C_B \exp(-E/RT). \quad (1.9)$$

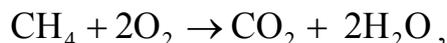
В таком виде уравнение для скорости химической реакции называют *уравнением Аррениуса*. Уравнением Аррениуса могут быть описаны не только реакции простых типов (мономолекулярные, бимолекулярные и тримолекулярные), но и более сложные реакции, проходящие через несколько промежуточных стадий.

1.3. Механизм химического взаимодействия при горении

Теоретические расчеты показывают, что для протекания тримолекулярной реакции



с заметной скоростью необходимо разогреть реакционную смесь до очень высокой температуры (более 5000 К). Объясняется это, во-первых, большой величиной энергетического барьера и, во-вторых, тем, что тройные соударения происходят достаточно редко. Еще более энергетически трудной является тримолекулярная реакция горения метана



так как для разрыва только одной связи С–Н в молекуле метана необходимо 435 кДж/моль энергии (см. табл. 1.2). Молекулярные реакции более тяжелых углеводородов (C_2H_6 , C_3H_8 и т. д.) вообще маловероятны, но не из-за высокого энергетического барьера, а в силу того, что для их протекания требуется одновременное соударение более трех возбужденных молекул.

В действительности же большинство реакций горения имеют энергию активации 80–160 кДж/моль и поэтому происходят с высокой скоростью при относительно низких температурах (~1000–2000 К). Это означает, что реакция устремляется по какому-то другому, более легкому, пути. На этом пути взаимодействие горючего и окислителя происходит через ряд промежуточных стадий с участием не целых молекул, а их составных частей: атомов и радикалов. Этот процесс более длинный, но энергетически более выгодный. Атомы и радикалы образуются при разрыве в молекуле какой-либо химической связи и поэтому имеют неспаренные электроны, благодаря которым являются высокореакционноспособными (активными) частицами. Эти частицы легко вступают в реакции с молекулами, так как энергетический барьер у таких реакций низкий, т. е. низкая энергия активации.

Вообще в статическом хаосе молекулярных столкновений осуществляются одновременно все варианты столкновений молекул с молекулами,

молекул с активными частицами, но главную роль играют те столкновения, при которых энергия активации меньше. В качестве примера ниже рассмотрен механизм, по которому происходит окисление водорода.

При соударении двух возбужденных молекул, имеющих достаточную энергию для разрыва химических связей, происходит образование двух активных частиц – гидроксильных радикалов



Точкой сверху указывают наличие неспаренного электрона в радикале, благодаря которому эта частица является активной (высокореакционноспособной). Отметим, что радикалы, как и атомы, в целом нейтральны, т. е. не имеют электрического заряда. Количество электронов и протонов у них одинаково.

Количество образующихся радикалов в реагирующей системе обычно мало, поэтому они находятся в основном в окружении молекул. Образовавшийся гидроксильный радикал легко вступает в реакцию с молекулой водорода:



В результате этой реакции образуются конечный продукт – вода и новая активная частица – атом водорода, который, в свою очередь, легко вступает в реакцию с молекулой кислорода

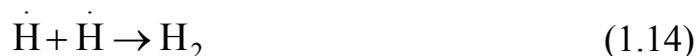


Атом кислорода имеет два неспаренных электрона, его называют *бирадикалом* (двойным радикалом), он вступает в реакцию с молекулой водорода



Образующиеся новые гидроксильные радикалы (OH) будут опять реагировать с молекулой водорода (реакция (1.11)), а атомы водорода – с молекулой кислорода (реакция (1.12)), и это будет многократно повторяться. Возникает цепочка превращений, в результате которых образуется большое количество молекул продукта H₂O (по реакции (1.12)).

Таким образом, затратив один раз большое количество энергии в реакции (1.10) для образования активных частиц – начальных центров реакции, можно в дальнейшем получить не одну, а много молекул H₂O, так как все последующие реакции атомов и радикалов с молекулами протекают легко без больших затрат энергии. Такие реакции называются *радикально-цепными*. Цепочка превращений прекратится, если встретятся две активные частицы. В результате их соударения образуется молекула:



или



В реакциях (1.14) и (1.15) происходит гибель активных частиц, и цепочка превращений на этом обрывается.

Итак, механизм химических превращений при окислении водорода в целом выглядит так:

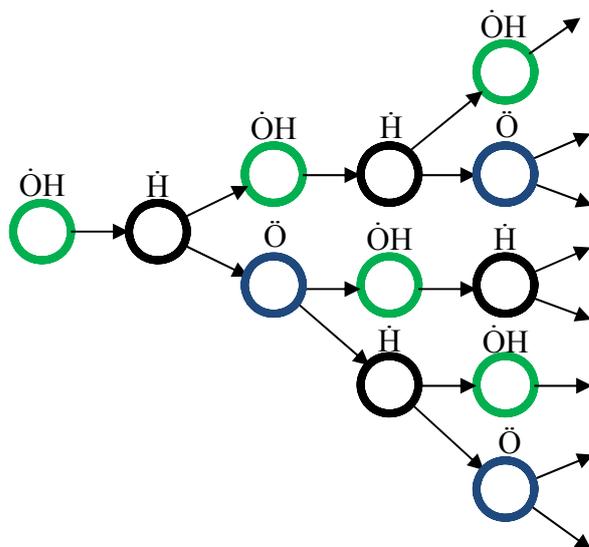


Реакции развития цепей (1), (2) и (3), в которых происходит взаимодействие активных частиц с молекулами, могут многократно повторяться. Число этих повторений носит название *длины цепи*. Обычно для радикально-цепных реакций длина цепи составляет от 10 до 10^3 , а иногда может достигать значений 10^4 . Это означает, что на один акт химического взаимодействия по реакции (1.10) в реакциях развития цепей может образоваться до 10^4 молекул продукта. В этом заключается энергетическая выгода такого пути реакции. Радикально-цепной механизм химической реакции горения облегчает ее протекание. Отметим, что уменьшение энергии активации не влияет на тепловой эффект химической реакции (см. рис. 1.1), который определяется только начальным и конечным положением системы.

Построим схему превращения активных частиц в реакциях развития цепей. Гидроксильный радикал OH, реагируя с молекулой водорода по реакции (1), дает атом водорода и молекулу продукта (H_2O). В результате реакции атома водорода с молекулой кислорода (реакция (2)) появляются две активные частицы OH и O. При реакции атома кислорода с молекулой водорода образуются также две активные частицы OH и H. Эти химические превращения продолжают повторяться.

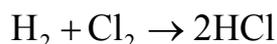
При химических взаимодействиях атома водорода с молекулой кислорода и атома кислорода с молекулой водорода (реакции (2) и (3)) число активных частиц увеличивается – такое увеличение числа активных частиц в ходе реакций развития цепи называют *разветвлением цепей*.

Разветвление цепей обусловлено участием в химических превращениях бирадикала, каким является атом кислорода, поэтому во всех реакциях окисления и горения имеет место это явление.



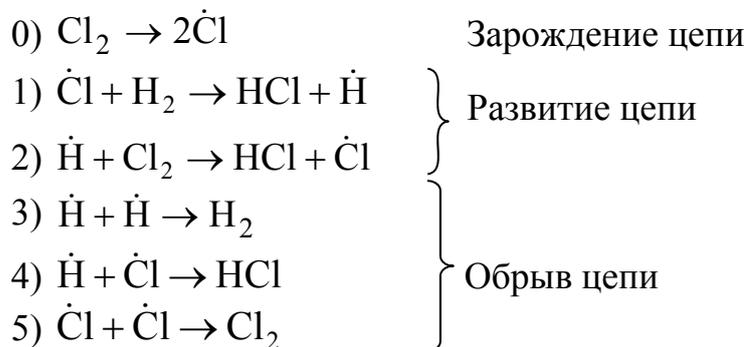
За исследования и объяснения механизма реакции окисления водорода ученым Н. Н. Семенову (СССР), С. М. Хиншельвуду (Великобритания) в 1956 г. была присуждена Нобелевская премия.

Радикально-цепными являются все реакции горения. Даже более простая реакция горения водорода в хлоре

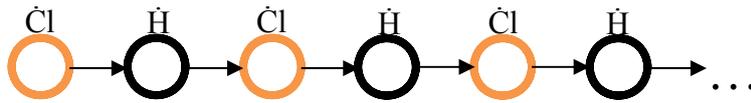


также протекает с участием активных частиц. Механизм этой реакции был установлен в начале XX века немецкими учеными М. Боденштейном и В. Нернстом.

Образование активных частиц в системе $\text{H}_2 + \text{Cl}_2$ происходит в основном при распаде молекулы хлора (стадия 0), так как в ней химическая связь менее прочная (см. табл. 1.2). Далее следуют реакции активных частиц с молекулами H_2 и Cl_2 (стадии 1, 2), а обрываются цепи при встрече двух активных частиц (стадии 3–5):



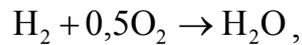
Цепи в этой реакции не разветвлены (стадии 1 и 2), их длина может достигать значений 10^3 – 10^4 .



Подобный механизм реакции горения имеет место и при горении углеводородов (CH_4 , C_2H_6 и др.) в хлоре.

Вследствие разветвления цепей горение веществ в кислороде происходит с большей скоростью, чем в хлоре.

Несмотря на то что радикально-цепные реакции многостадийны, они, как и простые реакции, могут быть описаны уравнением Аррениуса. Например, скорость химической реакции W водорода с кислородом при горении, для которого брутто-уравнение можно записать в виде



будет равна

$$W = \frac{dC_{\text{H}_2\text{O}}}{dt} = k_0 C_{\text{H}_2}^n C_{\text{O}_2}^m \exp\left(-\frac{E}{RT}\right).$$

В этом уравнении величины: предэкспоненциальный множитель k_0 , порядки реакции по компонентам n и m и значение энергии активации являются эффективными, т. е. отвечающими всему процессу в целом. Они могут меняться при изменении условий протекания реакции. Обычно их устанавливают экспериментально при изучении кинетики химической реакции. В случае необходимости для более точного описания происходящего химического процесса пользуются детальным анализом механизма реакции с рассмотрением отдельных стадий процесса.

Знание величины скорости химической реакции позволяет рассчитывать скорость тепловыделения при ее протекании как произведение скорости химической реакции на величину ее теплового эффекта. Для химических реакций горения чаще пользуются не понятием теплового эффекта, а *низшей теплотой сгорания*, которая по величине равна тепловому эффекту химической реакции. Поэтому при горении скорость тепловыделения q_+ , $\frac{\text{Дж}}{\text{м}^3 \cdot \text{с}}$, выражают произведением

$$q_+ = WQ_{\text{H}}, \quad (1.16)$$

где W , $\frac{\text{МОЛЬ}}{\text{М}^3 \cdot \text{С}}$; а Q_{H} , $\frac{\text{Дж}}{\text{МОЛЬ}}$.

1.4. Классификация процессов горения.

Виды и режимы горения

Диффузионное и кинетическое горение

В основе процесса горения, происходящего в атмосфере воздуха, лежит химическая реакция между горючим веществом и кислородом. Скорость горения вещества, по-видимому, должна целиком зависеть от скорости химической реакции. Однако это часто бывает не так. Рассмотрим следующий опыт. В газовую горелку, представляющую собой металлическую трубку, подадим с небольшой скоростью горючий газ метан (CH_4). Если к срезу горелки поднести источник зажигания, то газ воспламенится, и над срезом горелки установится пламя (рис. 1.2).

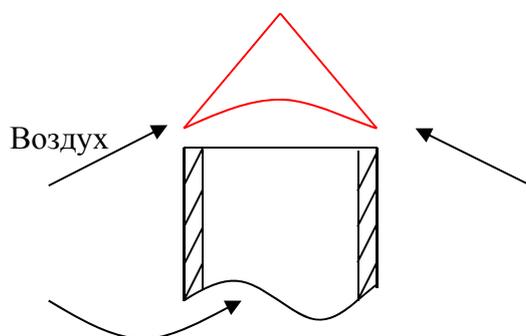


Рис. 1.2. Диффузионное горение метана

Рассмотрим подробнее, как в этом случае происходит процесс горения. Чтобы произошла химическая реакция между горючим и окислителем, кислород из воздуха, а метан из трубки должны продиффундировать в зону горения и образовать там горючую смесь. И только потом между ними происходит химическая реакция. В этом опыте процесс горения складывается из двух следующих друг за другом процессов: диффузии и химической реакции. Причем скорость диффузии молекул метана и кислорода в зону горения значительно ниже, чем скорость, с которой они вступают в химическую реакцию. Формально скорость горения будет равна

$$U_{\text{гор}} = \frac{\Delta m_{\text{CH}_4}}{\tau_{\text{д}} + \tau_{\text{х.р}}}, \quad (1.17)$$

где Δm_{CH_4} – количество продиффундировавшего и прореагировавшего метана за время $(\tau_{\text{д}} + \tau_{\text{х.р}})$;

$\tau_{\text{д}}$ и $\tau_{\text{х.р}}$ – время диффузии и время химической реакции, соответственно.

Так как $\tau_{\text{х.р}} \ll \tau_{\text{д}}$, то

$$U_{\text{гор}} = \frac{\Delta m_{\text{CH}_4}}{\tau_{\text{д}}}. \quad (1.18)$$

Отношение $\Delta m_{\text{CH}_4} / \tau_d$, по сути, есть скорость диффузии, а это означает, что скорость горения в этом опыте определяется скоростью диффузии, т. е. скоростью смесеобразования. Такое горение называют *диффузионным*, при нем зона горения размыта, пламя имеет желтый оттенок. Из-за наличия в зоне химической реакции областей с низким содержанием окислителя в процессе горения образуются продукты неполного окисления, пламя коптит.

Теперь представим другой опыт. В эту же горелку подадим не один метан, а смесь метана с воздухом (рис. 1.3). В зону химических реакций будет попадать уже готовая к горению горючая смесь. Это означает, что $\tau_d = 0$, смесеобразование происходит как бы мгновенно. Тогда из формулы (1.12) следует:

$$U_{\text{гор}} = \frac{\Delta m_{\text{CH}_4}}{\tau_{\text{х.р}}} . \quad (1.19)$$

Величина $\Delta m_{\text{CH}_4} / \tau_{\text{х.р}}$ пропорциональна скорости химической реакции, поэтому скорость горения в этом случае зависит только от скорости химической реакции, которая значительно выше скорости диффузии.

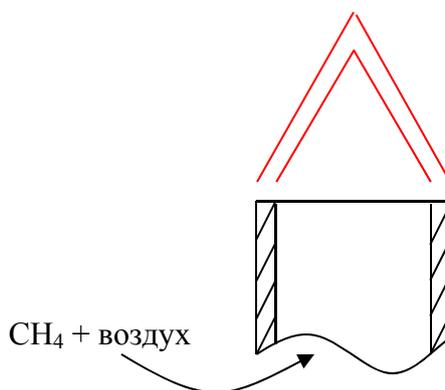


Рис. 1.3. Кинетическое горение метана

Экспериментально это сразу будет заметно, в таком опыте придется увеличить скорость подачи газа, иначе пламя резко опустится и уйдет в трубку. Зона горения в этом опыте резко очерчена, пламя имеет голубой цвет. Такое горение называется *кинетическим*. Кинетическое горение газа можно наблюдать на горелках кухонной газовой плиты. Горелки устроены так, что в них при прохождении газа подсасывается воздух и в зону горения попадает уже газозвудушная смесь.

Кинетическому горению свойственно более полное сгорание, более высокая скорость горения и, как следствие, высокая скорость тепловыделения, Дж/с, и высокая температура пламени.

При кинетическом горении зона горения, т. е. зона химических реакций, представляет собой четко выраженную светящуюся область определенной толщины, называемую *фронтом* пламени, который отделяет свежую горючую смесь от продуктов горения.

На газовой горелке фронт пламени кажется неподвижным, так как его положение не меняется во времени относительно самой горелки. Однако на самом деле он движется по горючей газовой смеси со скоростью, равной скорости движения этой смеси относительно горелки. В этом можно легко убедиться, если уменьшить или прекратить подачу горючей газовой смеси, пламя в этом случае уйдет в горелку до места смешения горючего и окислителя.

Итак, если смесь горючего и окислителя заранее перемешана, то по такой смеси пламя может перемещаться. Возникнув в одной какой-либо точке пространства, зона горения будет распространяться во все стороны на всю горючую газовую смесь.

Самопроизвольное распространение пламени – одно из основных и отличительных свойств горения. Кинетическое горение, т. е. распространение пламени по газовой горючей смеси, как правило, наблюдается на стадии возникновения пожара газов и горючих жидкостей. В результате утечки газа или испарения горючей жидкости в воздухе может образоваться паровоздушная смесь, способная распространять пламя. Если в зоне опасных концентраций горючего появится источник зажигания, то около него возникнет горение, и пламя начнет распространяться по всей горючей газовой смеси.

Дефлаграционное и детонационное горение

Скорость распространения фронта пламени по газозоодушным смесям может изменяться в пределах от 0,5 до 50 м/с в зависимости от горючего вещества. Скорость распространения пламени зависит не только от скорости химической реакции между горючим и окислителем, но и от скорости передачи тепла от зоны горения в холодную свежую смесь, так как процесс горения представляет собой непрерывное последовательное воспламенение и сгорание все новых и новых порций горючей смеси. Распространение пламени со скоростью движения тепловой волны называется *нормальным*, или *дефлаграционным*.

При определенных условиях в некоторых горючих смесях, таких как $H_2 + O_2$ (*гремучая смесь*), $C_2H_2 + O_2$, $C_3H_6 + O_2$ и др. может возникнуть совершенно другой режим распространения пламени, когда пламя распространяется не по механизму теплопроводности, а по механизму ударной волны – волны сжатия. В этом случае скорость распространения пламени превышает скорость звука и достигает значений от нескольких сот метров до нескольких

километров в секунду. Такое горение называют *взрывным*, или *детонационным*. Таким образом, по механизму распространения пламени и соответственно по скорости распространения пламени различают дефлаграционное и детонационное горение. Дефлаграционному (нормальному) горению свойственны скорости распространения пламени 0,5–50 м/с, а детонационному (взрывному) горению 500–3000 м/с. Детонационное горение обладает большой разрушительной силой. Однако встречается этот вид горения достаточно редко. Для возникновения детонационного горения даже в системах, склонных к детонации ($\text{H}_2 + \text{O}_2$, $\text{C}_2\text{H}_2 + \text{O}_2$ и т. д.), необходимы специальные условия. Детонация, как правило, возникает в закрытых объемах и длинных трубах, когда создаются условия для ускорения пламени.

Гомогенное и гетерогенное горение

Во всех рассмотренных примерах горение происходило в газовой фазе, горючее и окислитель в зоне горения находились в одинаковом состоянии – газообразном. Такое горение, при котором оба компонента (горючее и окислитель) в зоне химических реакций находятся в одинаковой фазе, называют *гомогенным*, или *однофазным*. Если же в зоне горения горючее и окислитель находятся в разных фазах, горение называют *гетерогенным* (*разнофазным*).

Гомогенным горением является не только горение газов, но и горение жидкостей, а также большинства твердых горючих материалов. Объясняется это тем, что при горении жидкостей горит не сама жидкость, а ее пары. В результате испарения с поверхности жидкости непрерывно в газовую фазу поступают пары горючего вещества, которые, смешиваясь с окружающим воздухом, образуют горючую паровоздушную смесь. Именно здесь в паровоздушной смеси, а не на поверхности жидкости будут происходить химические реакции горения. Визуально можно наблюдать, что пламя (зона горения) как бы немного оторвано от поверхности жидкости.

Похожая картина имеет место и при горении большинства твердых горючих материалов: парафина, оргстекла, полиэтилена, древесины, торфа, хлопка, резины, различных пластмасс. На их поверхности под воздействием тепловых потоков могут происходить различные физико-химические процессы: плавление, испарение, термическое разложение. В результате образуются газообразные горючие вещества, которые и вступают в химическую реакцию горения с кислородом воздуха. Таким образом, и в случае твердых горючих материалов горючее вещество и окислитель в зоне горения оказываются в одной фазе, в одном агрегатном состоянии. Поскольку химические реакции горения происходят в газовой фазе, то над поверхностью твердого горючего материала наблюдается пламя. Наличие пламени является отличительным признаком гомогенного горения.

Примером гетерогенного горения может служить горение углерода (графит или углистый остаток после термического разложения древесины), который даже при высоких температурах остается в твердом состоянии. Кислород воздуха диффундирует к твердой поверхности, и при достаточно высокой температуре (700–800 °С) на поверхности будет происходить химическая реакция между твердым углеродом и газообразным кислородом. Пламя в этом случае отсутствует, а признаком гетерогенного горения углерода будет являться ярко-красное свечение поверхности углерода. Такое горение называется *тлением*. Некоторые твердые горючие материалы, способные к гомогенному горению, такие как древесина, бумага, хлопок и др., могут тлеть в случае, если количество теплоты, поступающее к поверхности этого материала, мало для обеспечения интенсивного термического разложения материала с образованием газообразных горючих веществ. При гетерогенном горении существует поверхность раздела фаз (твердой и газовой), именно на поверхности раздела фаз и происходят химические реакции. Гетерогенное горение является диффузионным, так как прежде чем произойдет химическая реакция между горючим и окислителем, необходимо, чтобы кислород продиффундировал к поверхности раздела фаз, которая в данном случае и является зоной горения.

Гомогенное горение бывает как диффузионным, так и кинетическим. Если имеется готовая горючая газовая смесь, т. е. горючее и окислитель в ней заранее перемешаны, то будет наблюдаться кинетическое горение, при котором пламя распространяется по горючей смеси. Если же смешение горючего и окислителя происходит непосредственно в зоне горения, как это имеет место при истечении горючего газа в окислительную среду, то горение будет диффузионным. Из этого можно сделать вывод, что горение жидкостей и большинства твердых горючих материалов является гомогенным и диффузионным. Диффузионное пламя будет располагаться там, где при смешении образуется горючая газовая смесь.

Ламинарное и турбулентное горение

Гомогенное диффузионное горение образовано потоком горючего газа, втекающим в окислительную среду. В зависимости от скорости потока, его диаметра и вязкости среды движение горючего газа еще может быть ламинарным или турбулентным. Также и возникающее диффузионное пламя может быть ламинарным или турбулентным. Ламинарное пламя образуется при низких скоростях потока горючего и небольшом его диаметре. Ламинарное горение воспринимается как спокойное горение, когда пламя неподвижно относительно окружающей среды. Такое пламя можно наблюдать при горении свечи, при горении газа в горелке, если скорость истечения небольшая, а также при горении жидкости в небольших тиглях.

С увеличением скорости и диаметра потока газообразного горючего вещества происходит его турбулизация, появляются завихрения, пламя становится неустойчивым. Турбулизация пламени приводит к увеличению скорости смесеобразования и, как следствие, к увеличению скорости горения.

Развитый турбулентный режим горения наблюдается на пожарах газовых фонтанов, крупных резервуаров с горючими жидкостями, больших штабелей древесины.

Ламинарный и турбулентный режимы горения характерны как для диффузионного, так и для кинетического пламени. При ламинарном кинетическом горении фронт пламени гладкий, движение его спокойное. При турбулизации кинетического горения происходит искривление фронта, образуются вихри и фронт разбивается на отдельные очаги. При этом скорость горения увеличивается, увеличивается и скорость движения зоны горения. Турбулизации кинетического горения и его ускорению способствует наличие препятствий на пути движения фронта. Так, кинетическое пламя хорошо турбулизуется и ускоряется в загроможденных помещениях. Турбулизация и ускорение кинетического пламени может способствовать переходу дефлаграционного горения в детонацию.

1.5. Горение на пожаре. Продукты неполного сгорания, дым.

Излучение диффузионного пламени

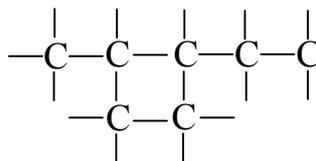
На пожаре могут гореть самые разнообразные горючие материалы: газы, жидкости, твердые вещества. Режимы горения (диффузионный или кинетический, гомогенный или гетерогенный, ламинарный или турбулентный), которые будут наблюдаться на пожаре, зависят не только от вида горючего материала, но и от условий, в которых происходит горение.

На стадии возникновения пожара горение может быть кинетическим при воспламенении горючей газовой смеси, образовавшейся в результате утечки газа, испарения горючей жидкости или термического разложения твердого горючего материала. Пожар может начинаться с гетерогенного горения (тления) твердых горючих материалов, таких как древесина, бумага, табак. Горение небольших участков горючего материала на ранней стадии пожара может быть ламинарным.

При развившемся пожаре, когда в процесс горения вовлечено большое количество горючих материалов, горение является гомогенным, диффузионным, турбулентным. Это основные виды горения на пожаре.

Поскольку при гомогенном диффузионном горении образование горючей смеси происходит в результате взаимодиффузии молекул горючего и окислителя, то существует большая неоднородность концентрационных полей в зоне горения и вне ее. При таком виде горения всегда существуют

зоны, где горение происходит с недостатком окислителя, в результате чего наряду с продуктами полного сгорания образуются и продукты неполного сгорания. Основными продуктами неполного сгорания углеводородных горючих материалов являются окись углерода CO, которую в быту называют *угарным газом*, и углерод в виде сажи, которая представляет собой твердые частицы, образованные несколькими атомами углерода в виде различных структур типа



При горении веществ и материалов в условиях реальных пожаров могут образовываться смолы, окислы, соли и другие продукты.

Дисперсная система, состоящая из мельчайших твердых и жидких частиц (дисперсной фазы), взвешенных в дисперсионной газообразной среде (продуктах горения), называется *дымом*. Размер частиц дисперсной фазы дыма колеблется в пределах (10^{-8} – 10^{-5}) м.

Эти частицы, обладая малой массой и высокой удельной поверхностью, медленно оседают в дисперсионной среде, что делает систему устойчивой. Их размеры соизмеримы со средней длиной свободного пробега молекул, поэтому устойчивости системы способствует броуновское движение, в котором находятся частицы под действием ударов молекул. В этом случае говорят о кинетической устойчивости дыма. Кроме того, дым как дисперсная система обладает агрегативной устойчивостью, которая возникает за счет наличия на частицах одноименного электрического заряда. Этот заряд частицы могут приобретать при трении о дисперсионную газовую среду или за счет адсорбции образующихся в зоне горения ионов. Одноименные заряды частиц препятствуют их коагуляции, слипанию, созданию из мелких частиц более крупных образований, способных к интенсивному оседанию, т. е. способствуют сохранению кинетической устойчивости дыма.

Дым, образующийся при пожарах, представляет большую опасность по следующим причинам:

- высокая температура;
- токсичность некоторых продуктов горения и термоокислительного разложения, входящих в его состав (HCN, CO, HCl, CO₂ и др.);
- непрозрачность дыма, снижающая видимость и затрудняющая действия людей на пожаре;
- возможность образования продуктами термоокислительного разложения и неполного горения, входящими в состав дыма, взрывоопасных смесей с воздухом.

Таким образом, опасность дыма обуславливается как его дисперсной фазой, так и компонентами, входящими в его дисперсионную среду. Так, дым, выходящий непосредственно из зоны реакции, может иметь температуру более 1000 °С, а критической температурой среды, в которой человек может пребывать длительное время, является температура 60 °С.

Наличие в составе дисперсионной среды дыма таких газов, как HCN, HCl, CO, делает его опасным для вдыхания даже при низких концентрациях. Так, вдыхание воздуха, содержащего 0,4 % CO, в течение 300 с приводит к летальному исходу. Содержание CO₂ в продуктах горения также делает дым опасным, так как пребывание в атмосфере с концентрацией 8–10 % двуокиси углерода вызывает быструю потерю сознания и смерть. В продуктах горения этого газа содержится 10–12 %.

Излучение пламени обусловлено электронными переходами в атомах, радикалах и молекулах. При диффузионном горении большую роль в излучении пламени играют мельчайшие твердые частицы углерода (сажа), образующиеся при разложении горючих паров и газов. Нагретые до высокой температуры твердые частицы углерода излучают энергию в видимом и инфракрасном диапазоне длин волн. Причем доля лучистого теплового потока составляет более 90 %. Общий поток лучистой энергии от пламени $q_{л}$, Вт/м², определяется законом Стефана – Больцмана:

$$q_{л} = \varepsilon \sigma T^4, \quad (1.20)$$

где ε – излучательная способность пламени (степень черноты), которая может изменяться от 0,01 до 1,0;

σ – константа Стефана – Больцмана, $\sigma = 5,67 \cdot 10^{-8}$ Вт/(м²·К⁴);

T – температура пламени, К.

Излучательная способность пламени ε зависит от содержания в нем углерода: чем больше в пламени образуется углерода, тем выше его излучательная способность.

Горючие вещества обладают различной способностью к выделению углерода. Это зависит как от элементного состава вещества, его строения, так и условий, при которых протекает горение. Так, при горении этилового спирта в узких горелках светится только вершина пламени, а с увеличением диаметра горелки начинает светиться все большая часть его. При горении бензола в горелках малого диаметра образуется светящееся пламя без выделения сажи, а в горелках большого диаметра у вершины пламени образуется сажа.

В зависимости от строения углеводороды и другие органические соединения обладают различной способностью выделять углерод.

Для парафинов тенденция к образованию сажи увеличивается с ростом молекулярной массы, для олефинов и ароматических углеводородов наблюдается обратная закономерность. У первичных спиртов образование сажи увеличивается с ростом молекулярной массы. Вторичные спирты выделяют сажи значительно больше, чем первичные.

В диффузионном пламени кислородосодержащих органических соединений количество образующейся сажи зависит от содержания в них кислорода. Чем больше кислорода в горючем веществе, тем меньше свободного углерода образуется в зоне горения пламени и, следовательно, тем слабее свечение пламени.

По свечению пламени различают светящееся и несветящееся (слабо светящееся) пламя. Из веществ, наиболее часто горящих на пожаре, *светящееся диффузионное пламя* образуют органические вещества, содержащие значительное количество углерода (древесина, нефть и нефтепродукты, ткани, пластмассы, жиры и др.). *Несветящееся диффузионное пламя* образуется, главным образом, при горении водорода, окиси углерода, метилового спирта и других веществ, содержащих значительное количество кислорода. Пламя их имеет слабую голубую окраску.

В табл. 1.4 приведен состав некоторых органических веществ и характер их пламени.

Таблица 1.4

Влияние элементного состава вещества на цвет и характер пламени

Вещество	Химическая формула	Содержание элементов в веществе, % (масс.)			Цвет или характер пламени
		С	О	Н	
Муравьиная кислота	НСООН	26,0	69,5	4,5	Голубое
Метиловый спирт	СН ₃ ОН	37,5	50,0	12,5	Голубое
Окись углерода	СО	43,0	57,0	–	Голубое
Этиловый спирт	С ₂ Н ₅ ОН	52,2	34,8	13,0	Светящееся
Ацетон	С ₃ Н ₆ О	62,0	27,6	10,4	Коптящее
Бензол	С ₆ Н ₆	92,3	–	7,7	Коптящее
Ацетилен	С ₂ Н ₂	92,3	–	7,7	Коптящее

Высокая излучательная способность диффузионного пламени приводит к тому, что большая доля энергии, выделяющейся при протекании химической реакции, уходит из зоны горения. Другими словами, зона горения теряет часть тепла в виде излучения. Поэтому температура диффузионного пламени значительно ниже. Кроме того, необходимо иметь в виду, что при диффузионном горении из-за нехватки окислителя частично образуются продукты неполного сгорания, т. е. имеет место химический недожог горючего вещества.

Потери тепла от химической неполноты сгорания учитываются при горении веществ на пожаре. Величина химического недожога определяется по наличию окиси углерода, водорода, метана и сажи в продуктах сгорания. Она зависит как от состава горючего вещества, так и от внешних условий, в которых протекает его горение.

ОГЛАВЛЕНИЕ

ПРЕДИСЛОВИЕ	3
1. ОБЩИЕ СВЕДЕНИЯ О ГОРЕНИИ И ВЗРЫВЕ	4
1.1. Химическая и физическая природа горения	4
1.2. Основные сведения о кинетике химических реакций	7
1.3. Механизм химического взаимодействия при горении	12
1.4. Классификация процессов горения. Виды и режимы горения	17
1.5. Горение на пожаре. Продукты неполного сгорания, дым. Излучение диффузионного пламени	22
1.6. Взрывные процессы. Типы взрывов	26
2. МАТЕРИАЛЬНЫЙ И ТЕПЛОВОЙ БАЛАНСЫ ГОРЕНИЯ	29
2.1. Задачи анализа материального и теплового балансов горения	29
2.2. Материальный баланс горения.....	29
2.2.1. Уравнение материального баланса горения	29
2.2.2. Расчет теоретического количества окислительной среды для горения и продуктов горения	31
2.2.3. Материальный баланс горения в воздухе и расчет теоретического количества воздуха для горения и продуктов горения	34
2.2.4. Расход окислительной среды (воздуха) в процессе горения	43
2.3. Тепловой баланс процесса горения	46
2.3.1. Термохимия процесса горения. Теплота сгорания	46
2.3.2. Расчет теплоты сгорания вещества. Теплота взрыва.....	48
2.3.3. Тепловой баланс и температура при горении и взрыве.....	50
3. ПОЖАРОВЗРЫВООПАСНЫЕ ПАРОГАЗОВОЗДУШНЫЕ СМЕСИ	53
3.1. Природа концентрационных пределов при горении.....	53
3.2. Анализ влияния различных факторов на концентрационные пределы распространения пламени.....	55
3.2.1. Закономерности изменения концентрационных пределов.....	55
3.2.2. Влияние вида окислителя на концентрационные пределы	61
3.2.3. Влияние флегматизаторов (негорючих газов и химически активных ингибиторов).....	61
3.2.4. Влияние давления	63
3.2.5. Влияние энергии источника зажигания.....	65
3.2.6. Влияние начальной температуры.....	66
3.3. Экспериментальное определение концентрационных пределов.....	67
3.4. Расчетные методы оценки концентрационных пределов.....	67
3.5. Испарение жидкостей	71
3.6. Температурные пределы распространения пламени	76
3.7. Температуры вспышки и воспламенения.....	78
3.8. Образование парогазовоздушных смесей над поверхностью твердых материалов.....	79
3.9. Экспериментальные и расчетные методы определения температурных показателей пожарной опасности	80

4. ВОЗНИКНОВЕНИЕ ГОРЕНИЯ	82
4.1. Самовоспламенение	83
4.1.1. Теория теплового взрыва (теплового самовоспламенения)	83
4.1.2. Понятие о цепном взрыве	90
4.1.3. Зависимость температуры самовоспламенения от различных факторов	93
4.1.4. Экспериментальные методы определения температуры самовоспламенения	101
4.2. Самовозгорание	103
4.2.1. Отличительные особенности самовозгорания.....	103
4.2.2. Вещества и материалы, склонные к самовозгоранию.....	104
4.2.3. Экспериментальное определение условий теплового самовозгорания	109
4.3. Вынужденное воспламенение (зажигание) горючих газовых смесей.....	109
4.3.1. Зажигание нагретым телом.....	110
4.3.2. Зажигание электрической искрой	115
4.3.3. Зависимость температуры и минимальной энергии зажигания от различных факторов	118
4.3.4. Особенности зажигания аэродисперсных горючих систем.....	121
5. ГОРЕНИЕ ПРЕДВАРИТЕЛЬНО ПЕРЕМЕШАННЫХ ПАРОГАЗОВЫХ СМЕСЕЙ	123
5.1. Виды и режимы горения парогазовых смесей.....	123
5.2. Экспериментальные методы определения нормальной скорости горения	124
5.2.1. Видимая и нормальная скорости горения	124
5.2.2. Удельная массовая скорость горения	127
5.2.3. Экспериментальные методы определения нормальной скорости горения.....	128
5.3. Элементы тепловой теории стационарного горения.....	131
5.3.1. Общие сведения	131
5.3.2. Механизм возникновения и распространения стационарного горения	131
5.3.3. Тепловой баланс тепловой волны горения	133
5.3.4. Уравнение, определяющее скорость стационарного горения.....	135
5.4. Основные положения радикало-диффузионной теории горения	136
5.5. Анализ теоретических и экспериментальных исследований	138
5.5.1. Влияние состава смеси на скорость горения	138
5.5.2. Влияние начальной температуры смеси на скорость распространения пламени.....	139
5.5.3. Влияние флегматизаторов на скорость горения.....	140
5.6. Автотурбулентное горение предварительно перемешанных парогазовых смесей	142
5.6.1. Механизм возникновения и распространения автотурбулентного горения в предварительно перемешанной горючей смеси в облаке ..	142
5.6.2. Турбулентное горение парогазовых смесей в закрытых объемах	149

6. ВЗРЫВНЫЕ ПРОЦЕССЫ	152
6.1. Основные сведения о взрывных процессах	152
6.2. Физические и химические взрывы.....	154
6.2.1. Физические взрывы	154
6.2.2. Химические взрывы	155
6.2.3. Тротиловый эквивалент. Энергия взрыва	156
6.3. Давление взрыва	157
6.3.1. Максимальное давление взрыва при сгорании парогазовых смесей	157
6.3.2. Максимальное давление при взрыве конденсированных взрывчатых веществ.....	159
6.4. Ударные волны в инертных средах	159
6.4.1. Механизм образования и распространения ударных волн.....	159
6.4.2. Безопасное расстояние по действию ударных волн в воздухе.....	163
6.5. Детонация	164
6.5.1. Механизм горения в режиме детонации	164
6.5.2. Переход горения в детонацию в парогазовых смесях.....	166
6.5.3. Основные характеристики детонации газов	169
6.6. Гидродинамическая теория ударной и детонационной волн.....	171
6.6.1. Гидродинамическая теория ударной волны.....	171
6.6.2. Гидродинамическая теория детонации	177
7. ДИФФУЗИОННОЕ ГОРЕНИЕ	186
7.1. Структура диффузионного пламени.....	186
7.2. Горение газов. Высота диффузионного пламени	188
7.3. Горение жидкостей.....	193
7.3.1. Воспламенение жидкости	193
7.3.2. Распространение пламени по поверхности жидкости	195
7.3.3. Выгорание жидкости.....	200
7.4. Горение твердых веществ.....	210
7.4.1. Воспламенение твердых веществ.....	215
7.4.2. Распространение пламени по поверхности твердых материалов	219
7.4.3. Выгорание твердых материалов.....	226
7.5. Горение металлов	229
7.6. Горение пылевоздушных смесей	231
8. ПРЕДЕЛЬНЫЕ ЯВЛЕНИЯ ПРИ ГОРЕНИИ – ТЕОРЕТИЧЕСКАЯ ОСНОВА ОБЕСПЕЧЕНИЯ ПОЖАРОВЗРЫВОБЕЗОПАСНОСТИ	235
8.1. Понятие пожаровзрывоопасности	235
8.2. Пределы при горении	238
8.3. Оценка температуры горения для предельных смесей.....	239
ЛИТЕРАТУРА	243

Учебное издание

АНДРОСОВ Александр Сергеевич
БЕГИШЕВ Ильдар Рафатович
САЛЕЕВ Евгений Павлович

ТЕОРИЯ ГОРЕНИЯ И ВЗРЫВА

Учебник

Редакторы *Е. В. Ермакова, З. А. Малаховская*
Технический редактор *Г. А. Габдулина*
Корректор *Н. В. Федькова*

Подписано в печать 23.12.2015 . Формат 60×90 ¹/₁₆.
Печ. л. 15,5. Уч.-изд. л. 11,3. Бумага офсетная.
Тираж 400 экз. Заказ 512

Академия ГПС МЧС России
129366, Москва, ул. Бориса Галушкина, 4