

**КИНЕТИКА РЕАКЦИЙ ГОРЕНИЯ
ГАЗОФАЗНЫХ СИСТЕМ**

B. N. Кондратьев
(Москва)

В настоящей работе вопросы горения конденсированных систем, этой важной в теоретическом и особенно практическом отношении области науки, рассматриваться не будут. Несмотря на весьма актуальное значение исследований в этой области, ей не уделяется и у нас и за рубежом достаточно внимания. После фундаментальных работ А. Ф. Беляева, П. Ф. Похила и Я. Б. Зельдовича исследования этой области сравнительно мало продвинулись вперед, особенно со стороны кинетики и механизма реакций. Основная трудность здесь состоит в том, что при горении конденсированных систем химические процессы протекают параллельно с процессами испарения и сублимации, горючая смесь при переходе в газовую fazu не является гомогенной и длительное время, если не всегда, остается двухфазной смесью с переменным соотношением faz.

Правда, с горением двухфазных смесей мы нередко встречаемся и в случае обычных пламен, питаемых газовыми смесями, например в коптящих пламенах, где вторую — твердую fazu — составляют частички сажи. Однако и здесь, т. е. в значительно более простых системах, кинетика и механизм реакций, протекающих при участии твердых частиц, еще далеко не выяснены до конца. Несомненно, что на поверхности угольных частиц протекают разнообразные химические реакции, а также реакции конденсации. На твердых частицах происходит также рекомбинация атомов и радикалов, о чем, в частности, свидетельствует тот факт, что температура этих частиц часто оказывается выше температуры пламени. Наконец, твердые частицы могут служить также источником электронов (термоэмиссия), как и поглотителями электронов — этой весьма существенной компоненты физико-химической структуры пламен. Все эти свойства двухфазных систем изучены практически лишь в качественном отношении и ждут еще количественной трактовки. Наши сведения еще более ограничены в случае пламен ТРТ, в которых присутствуют твердые (или жидкые) частицы с малоизученными термодинамическими и физическими свойствами и с практически совсем неизученными химическими свойствами.

Обращаясь к кинетике реакций горения газофазных систем, будем касаться не только процессов пламенного горения, но частично и процессов медленного, изотермического горения, поскольку кинетика и механизм тех и других процессов во многом сходны между собой.

В силу того, что химические реакции во время горения жидкого или твердого топлива в камере переплетаются с процессами переноса и го-

рение происходит в исключительно негомогенных условиях в отношении состава горючей смеси и температуры, представляется, что изучить кинетику и механизм процессов горения почти невозможно при современном состоянии весьма сложной и комплексной науки о горении. Все, что до сих пор удается сделать при изучении процессов, происходящих в камере сгорания, это, исходя из общих представлений о реакционной способности определенных газовых систем и о факторах, приводящих к переходу горения в детонацию, попытаться внести некоторую ясность в вопрос о стационарном горении, разгадать природу пульсационного горения и найти условия, при которых горение остается стационарным при всех осуществляемых на практике режимах. Однако кроме рассмотренной внутренней задачи существует еще внешняя — задача о горении в соплах и факелях ракет. Она является значительно более легкой, чем внутренняя, уже по одному тому, что здесь более простой состав газовой смеси. Кроме того, химические реакции протекают в быстро движущемся потоке газа, в котором ни диффузия, ни конвекция практически не играют роли, и все процессы, происходящие в потоке, в основном определяются физико-химической газодинамикой. В потоке возможно присутствие твердых или жидких частиц, которые могут в принципе внести некоторые усложнения в механизм происходящих в нем процессов, как об этом уже говорилось выше. Вопрос о роли частиц или общий вопрос о физико-химической газодинамике двухфазного течения в настоящее время изучается и если чисто газодинамическая сторона задачи в значительной степени выяснена, то ее химическая или физико-химическая сторона еще во многом остается неясной.

Кинетическое рассмотрение процессов в потоке усложняется кроме к-фазы спутным потоком (например, при движении ракеты в плотной атмосфере), когда возникает необходимость учета диффузионного перемешивания газа на границе факел — окружающий воздушный поток, обуславливающего частичное догорание способных гореть компонент газа или в общем случае некоторое изменение кинетики и механизма реакций.

Отмеченная выше простота химического состава газа в потоке, вытекающем из камеры сгорания, объясняется тем, что на выходе из камеры (например, в критическом сечении сопла ракетного двигателя) ввиду высокой температуры и сравнительно малой скорости газа его состав можно считать термодинамически равновесным. В этом отношении газ в потоке практически ничем не отличается от сгоревшего газа над пламенем газовой горелки. Расчет равновесного состава газа является задачей термодинамики, и если термодинамические свойства всех компонент газа известны, то он дает необходимые исходные данные для проведения кинетических расчетов, что существенно облегчает кинетическую задачу, делает ее, по существу, разрешимой.

В случае обычных углеводородных топлив и кислорода как окислителя при стехиометрическом составе исходного газа или в бедных смесях основными компонентами газа в критическом сечении сопла, имеющего температуру в несколько тысяч градусов, будут CO , CO_2 , H_2 , H_2O , а также атомы H , O и радикал OH . Если окислителем является вещество, содержащее азот (например, азотная кислота), то кроме указанных выше соединений в равновесный состав газа входят окислы азота NO и NO_2 , возможно также N_2O . Можно написать все возможные элементарные реакции между этими частицами и, зная константы скорости этих реакций и концентрации частиц, выяснить роль каждой реакции в кинетике процессов, происходящих в потоке. При этом часто оказывается, что химическую кинетику в целом определяет одна ведущая или ли-

митирующая, наиболее медленная из всех этих реакций. Произведя кинетические расчеты с учетом газодинамики потока, можно убедиться в том, что на некотором протяжении струи, до некоторого ее сечения, скорости химических реакций будут пропорциональны давлению и температуре газа. Газ будет находиться в термодинамическом равновесии, отвечающем соответствующему давлению и температуре в каждом данном сечении струи. Однако, начиная с некоторых температур и давления, уменьшающихся по ходу струи (для простоты не принимаем во внимание скачки уплотнения, возникающие в потоках газа, вытекающих в плотную среду), скорость химических реакций оказывается недостаточной для поддержания изменяющегося равновесия и состав газа перестает изменяться: наступает закалка газовой смеси.

Остановимся на вопросе о константах скорости элементарных химических реакций, которые необходимо знать для проведения указанных выше расчетов. Большая часть этих констант измерена при сравнительно низких температурах, обычно не превышающих 1000° К. Поэтому встает вопрос об экстраполяции значений этих констант в область высоких температур, что требует знания температурной зависимости константы скорости. Если в изученном температурном интервале имеются достаточно надежные кинетические данные и константа скорости выражается простой формулой Аррениуса $k = A \cdot e^{-E/RT}$ или $k = A_0 \sqrt{T} \times e^{-E/RT}$, то вне этого интервала нужно прибегать к экстраполяции, что далеко не всегда может быть надежно обосновано.

Здесь большой помощи нужна ожидать от теории элементарного химического акта, к сожалению, недостаточно разработанной. В качестве одного из примеров плодотворного сотрудничества теории и эксперимента в этом вопросе можно привести реакцию диссоциации кислорода в аргоне. Наиболее точные измерения константы скорости этой реакции принадлежат Рэю [1], который определяет ее по формуле

$$k_{\text{дисс}} = 2,5 \cdot 10^{16} T^{-1/2} e^{-118000/RT} \text{ см}^3/\text{моль} \cdot \text{сек},$$

справедливой в температурном интервале 5000—18000° К, но он также не исключает формулу

$$k_{\text{дисс}} = 2,4 \cdot 10^{18} T^{-1} e^{-118000/RT} \text{ см}^3/\text{моль} \cdot \text{сек}.$$

В работе [2] показано, что последняя формула лучше согласуется с теорией и константу скорости можно определять так:

$$k_{\text{дисс}} = 1,1 \cdot 10^{15} / I - e^{-2200/T} / e^{-118000/RT} \text{ см}^3/\text{моль} \cdot \text{сек}.$$

Аналогичным образом для константы диссоциации водорода в аргоне можно получить формулу

$$k_{\text{дисс}} = 10^{16,91 \pm 0,06} T^{-1/2} / I - e^{-6000/T} / e^{-103250/RT},$$

которая должна быть справедлива в температурном интервале 300—4000° К. Константа скорости $\text{H}_2 + \text{H}_2 = \text{H} + \text{H} + \text{H}_2$ в том же температурном интервале с использованием большого числа данных, относящихся к константе скорости обратного процесса рекомбинации, определяется формулой

$$k_{\text{дисс}} = 10^{17,47 \pm 0,20} T^{-1/2} / I - e^{-6000/T} / e^{-103250/RT} \text{ см}^3/\text{моль} \cdot \text{сек}.$$

Приведем еще следующий пример. Одной из хорошо известных констант в кинетике газофазных реакций считается константа скорости реакции $\text{H} + \text{O}_2 = \text{OH} + \text{O}$, с которой связано разветвление цепей в реакции горения водорода. В настоящее время рядом авторов на основе ана-

лиза и критической оценки существующих литературных данных приведены мало отличающиеся одна от другой формулы для этой константы. Одна из них предложена в работе [3]:

$$k = 10^{14,34} e^{-16500/RT} \text{ см}^3/\text{моль} \cdot \text{сек.}$$

Она должна быть справедлива в температурном интервале 295—1575° К. Однако в [4] путем теоретического расчета константы скорости обратной реакции $\text{O} + \text{OH} = \text{O}_2 + \text{H}$ обнаружено, что последняя должна зависеть от температуры, причем так, что при выражении константы скорости реакции $\text{H} + \text{O}_2 = \text{OH} + \text{O}$ формулой Аррениуса с постоянным предэкспонентом энергия активации будет уменьшаться с повышением температуры (от 16,7 ккал/моль при 300° К до 14,0 ккал/моль при 2000° К). В случае подтверждения результатов расчетов [4], очевидно, нужно будет пересмотреть общепринятое выражение для константы скорости реакции $\text{H} + \text{O}_2 = \text{OH} + \text{O}$. Заметим, что на невозможность представления константы скорости этой реакции простой формулой Аррениуса в широком температурном интервале указывается также в работе [5].

Одним из примеров, иллюстрирующих недостаточность и несовершенство теории может служить диссоциация кислорода в реакции $\text{O}_2 + \text{O}_2 = \text{O} + \text{O} + \text{O}_2$. Температурная зависимость предэкспоненциального множителя константы скорости этой реакции, полученная различными авторами, оказывается резко различной. Представляя константу диссоциации в реакции второго порядка, получающейся из статистики при учете участия в активации внутренних степеней свободы, формулой

$$k_{\text{дисс}} = A_0 \sqrt{T} \left(\frac{D}{R T} \right)^n e^{-D/RT}$$

(D — энергия диссоциации), различные авторы дают следующие значения числа $n=1, 5, 2, 3$ и 4 , что указывает на малую точность определения температурной зависимости константы диссоциации. Однако абсолютные значения этой константы, по-видимому, близки к истинным. Действительно, выражая константу диссоциации формулой [6]

$$k_{\text{дисс}} = 4,5 \cdot 10^{10} \sqrt{T} \left(\frac{D}{R T} \right)^3 e^{-D/RT} \text{ см}^3/\text{моль} \cdot \text{сек},$$

можно убедиться в том, что вычисленные по формулам различных авторов значения $k_{\text{дисс}}$ не более чем в два раза отличаются от вычисленных по этой формуле в температурном интервале 2600—8000° К.

Параметр $n=3$ превышает максимально возможное в случае двухатомных молекул число 2, получающееся при допущении, что в активации молекулы O_2 в реакции $\text{O}_2 + \text{O}_2 = \text{O} + \text{O} + \text{O}_2$ участвуют оба партнера соударения. Другое возможное объяснение значения $n>2$ может заключаться в следующем. Если при активации молекулы кислорода основной вклад в этой реакции дает обмен колебательной энергии, то диссоциация может вызвать понижение колебательной температуры по сравнению с поступательной. Это своеобразное нарушение равновесного распределения энергии на низких колебательных уровнях, которое отсутствует в случае системы двухатомная молекула — атом инертного газа, может приводить к добавочной отрицательной температурной зависимости предэкспонента [7].

Из этого примера видно, что вопрос о температурной зависимости константы скорости тесно связан с мало еще разработанным вопросом обмена энергии при соударениях (активации) молекул. Разработка теории обмена энергии должна дать ключ к решению теоретической задачи о температурной зависимости констант скорости.

До настоящего времени практически все расчеты констант скорости химических реакций основывались на методе переходного состояния. В этих расчетах необходимо, в частности, знать геометрические параметры активированного комплекса, которые далеко не всегда могут быть найдены с достаточной степенью точности и достоверности. По-видимому, это является одной из причин того, что в то время как теоретические расчеты констант скорости в одних случаях дают хорошее совпадение с опытом, этого совпадения нет в других случаях. Установление истинных причин этого расхождения теории и опыта является важным фактором дальнейшего развития теории.

Экспериментальное определение констант скорости далеко не всегда приводит к надежным результатам. Так, например, константа скорости важной реакции $\text{OH} + \text{H}_2 = \text{H}_2\text{O} + \text{H}$, согласно данным различных авторов, выражается формулой [8]

$$k = 2,5 \cdot 10^{14} e^{-10000/RT} \text{ см}^3/\text{моль} \cdot \text{сек.}$$

Однако авторы [5] на основе измеренной ими константы скорости этой реакции при температуре, близкой к комнатной, предложили формулу, отличную от приведенной выше. Эта формула позднее получила подтверждение в работах других авторов [9, 10]:

$$k = 2,3 \cdot 10^{13} e^{-5200 \pm 300/RT} \text{ см}^3/\text{моль} \cdot \text{сек.}$$

Точно так же для константы скорости другой важной реакции $\text{OH} + \text{CO} = \text{CO}_2 + \text{H}$ вместо прежней формулы

$$k = 7,1 \cdot 10^{12} e^{-7700/RT} \text{ см}^3/\text{моль} \cdot \text{сек.}$$

на основании новых, более точных данных нужно принять формулу [10]

$$k = 3,2 \cdot 10^{11} e^{-600 \pm 300/RT} \text{ см}^3/\text{моль} \cdot \text{сек.}$$

Последние два примера наглядно показывают еще низкий уровень техники экспериментального определения констант скорости химических реакций. Отсюда вытекает необходимость тщательного отбора констант и критической оценки результатов отдельных измерений.

Сложность проблемы горения при высоких температурах обусловлена не только необходимостью иметь надежные значения констант скорости ведущих элементарных реакций. Повышение температуры может привести к изменению механизма химической реакции, в частности, за счет появления электронно-возбужденных частиц, которые не играют сколько-нибудь заметной роли при более низких температурах. Константы скорости взаимодействия этих частиц с другими частицами практически совершенно неизвестны. Можно только утверждать, что возбужденные частицы, вообще говоря, должны обладать большей реакционной способностью по сравнению с невозбужденными частицами. Далее, при высоких температурах вследствие большой скорости химических реакций возникающие в экзотермических реакциях богатые энергией частицы могут не успевать термализоваться. Обладая повышенной внутренней энергией, эти горячие частицы будут реагировать быстрее термализованных; другими словами, константы скорости их реакций будут больше обычных констант скорости, причем больше на неопределенную величину, поскольку концентрация горячих частиц, будучи сложной функцией химических и релаксационных процессов, далеко не всегда поддается учету, так же как и распределение избыточной энергии этих частиц. Поскольку колебательная релаксация по сравнению с химической протекает медленнее, химические превращения будут протекать

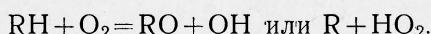
при нарушенном равновесном распределении энергии. Таким образом, высокие температуры открывают еще очень мало изученную новую область кинетики химических реакций, протекающих в энергетически неравновесных условиях. Произведенные рядом авторов ориентировочные расчеты на упрощенных модельных реакциях показывают, что нарушения максвелл-больцмановского равновесия в системе могут привести к существенным изменениям скоростей химических реакций. Однако, несмотря на это, все практические расчеты химических превращений за единичными исключениями, в частности превращений в ударных волнах, производятся без учета влияния нарушенного равновесия на скорость реакций. Учет этого влияния и, следовательно, оценка допускаемых при этом ошибок являются еще делом будущего.

Если кинетика химических реакций в простых системах, о которых шла речь выше, усложняется только при высоких температурах, когда существенную роль начинают играть перечисленные выше факторы, а при средних же температурах является сравнительно простой, то химическая кинетика сложных систем представляется сложной в силу других причин. Примером такой системы может служить газовая смесь в цилиндре двигателя внутреннего сгорания или в пламени газовой горелки. Сложность эта происходит от того, что в состав такой смеси входит большое число соединений, включающее насыщенные соединения и свободные радикалы, которые вступают в многочисленные реакции. К тому же не известен до конца весь химический механизм горения углеводородов (или других горючих), так же как не известны константы скорости большей части элементарных процессов, составляющих этот механизм.

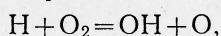
Хорошо изучен почти во всех его деталях механизм горения водорода — реакции, которая считается модельной. Можно попытаться построить механизм горения углеводорода по аналогии с этим механизмом, включающим процессы зарождения, разветвления, продолжения и обрыва цепей. Так, если зарождение цепей в реакции горения водорода осуществляется по схеме



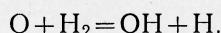
то аналогичную схему можно написать и для углеводорода:



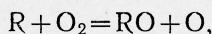
Разветвление цепей в реакции горения водорода происходит (с энергией активации 16,5 ккал/моль) в процессе



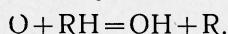
за которым следует процесс



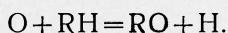
Аналогичная схема в случае горения углеводорода запишется в виде процесса



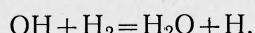
энергия активации которого при $\text{R} = \text{CH}_3$ составляет, согласно [11], 34 ± 2 ккал/моль, так же как следующего за ним процесса.



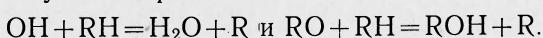
Уже здесь аналогия обеих реакций горения нарушается, так как кроме последнего может иметь место процесс



Поэтому если продолжение цепей при горении водорода происходит в результате единственной реакции



то при окислении углеводорода имеем



Однако нарушение аналогии между механизмами горения углеводорода и водорода далеко не исчерпывается этим. Действительно, даже в случае метана имеется значительно большее разнообразие путей реакций. Так, параллельно с процессом $\text{CH}_3 + \text{O}_2 = \text{CH}_3\text{O} + \text{O}$ здесь может протекать реакция $\text{CH}_3 + \text{O}_2 = \text{HCHO} + \text{OH}$ или в общем случае



Образующиеся при этом альдегиды, как и спирты, возникающие при участии радикалов RO , являются участниками новых процессов, обогащающих и усложняющих механизм реакции в целом и приводящих к появлению новых радикалов и новых стабильных продуктов, в том числе CO и CO_2 . К этому нужно еще добавить, что наряду с окислительными обменными процессами при горении углеводородов протекают процессы крекинга, которые еще более усложняют состав газа и его кинетику.

Одним из ярких проявлений особенностей механизма горения углеводородов, отличающих его от механизма горения водорода, является двухстадийный характер воспламенения углеводород-кислородных или углеводород-воздушных смесей. Почти полная тождественность состава продуктов первой стадии реакции и реакции медленного, низкотемпературного окисления углеводородов указывает на близкое сходство механизмов обеих этих реакций. И поскольку установлено, что реакция медленного окисления протекает по механизму вырожденного разветвления, нужно считать, что этому же механизму следует и реакция горения в первой ее стадии. В результате этой реакции в газе накапляются альдегиды и другие соединения, обладающие высокой реакционной способностью. Участие этих соединений в реакции приводит к ее ускорению и, следовательно, к повышению температуры и переходу реакции во вторую стадию. Эта вторая стадия реакции, отвечающая обычному горячему пламени, несомненно, протекает по механизму разветвленных цепей.

Намеченный выше механизм горения углеводородов в значительной мере является произвольным, поскольку лишь отдельные включенные в него процессы можно считать в достаточной мере обоснованными экспериментально. Нужно вообще сказать, что, несмотря на огромное число работ, посвященных изучению горения углеводородов, до сих пор механизм этой теоретически и практически важной реакции во многом еще остается неясным. Это относится как к первой, холоднопламенной стадии, так еще в большей степени ко второй стадии горячего пламени. Главная причина здесь, несомненно, заключается в сложности химического механизма реакции.

Зачем же нужно знать механизм горения углеводородов? Остановимся на следующих примерах. Первый из них касается нового метода промышленного получения формальдегида неполным окислением метана [12]. До недавнего времени многочисленные опыты, проведенные в лабораторных условиях и на полузаводской установке при использовании окислов азота в качестве гомогенного катализатора, неизменно давали не более 3% превращения метана в формальдегид за один проход. Представляло интерес выяснить, какой же максимальный теоретический выход этой реакции. Расчеты на основе предложенного Н. Н. Семеновым

механизма реакции и оцененных им констант скорости элементарных процессов дали практически совпадающий с опытом результат. На этом можно было бы успокоиться, поскольку окислы азота были признаны лучшим гомогенным катализатором. Однако опыты с азотной кислотой, взятой в качестве гомогенного катализатора, показали, что в этом случае удается повысить выход формальдегида до 4,5—5%. Нужно сказать, что механизм действия азотной кислоты в этой реакции неизвестен, так же как и механизм действия окислов азота. Поэтому представляет несомненный практический интерес точно установить химический механизм действия этих (а возможно, еще и других) катализаторов, уточнить механизм окисления метана в целом, надежно определить константы скорости всех ведущих элементарных процессов и на этой основе точно рассчитать максимальный возможный выход формальдегида, найти, таким образом, тот предел, к которому нужно стремиться при практическом осуществлении окислительного метода получения формальдегида из метана.

Аналогичные теоретические расчеты могут оказаться необходимыми и в случае окисления других углеводородов; для осуществления этих расчетов нужно знать механизм реакции и константы скорости соответствующих элементарных процессов. Все сказанное об окислении углеводородов относится также и к их крекингу.

Другой пример касается разработанного в ИХФ форкамерно-факельного двигателя. Опыты, проведенные до настоящего времени [13] по выяснению природы поджигающего действия факела, позволили сделать заключение, что в этом повинны лабильные, реакционно-способные соединения, образующиеся при горении форкамерного заряда и выносимые через сопло в цилиндр двигателя. Являются ли эти соединения свободными радикалами или веществами типа альдегидов и перекисей, еще окончательно не установлено. Знание механизма и количественной кинетики реакции и в этом случае могло бы сыграть неоценимую роль в выборе и теоретическом обосновании оптимального режима форкамерно-факельного двигателя автомобильного типа, как и двигателей других типов.

Из всего изложенного в настоящей статье следует заключить, что химическая кинетика реакций горения находится еще на довольно низком уровне, далеко не отвечающем запросам практики сегодняшнего дня. Это относится как к нашей химической кинетике, так и к зарубежной кинетике. Отставание химической кинетики от запросов практики нужно объяснить сложностью самого предмета исследования, а также практически полным отсутствием целеустремленности в кинетических работах. По-видимому, преодоления этого отставания нужно искать на пути отбора наиболее актуальных объектов кинетического исследования и сосредоточения на них максимальных усилий. Здесь имеется в виду изучение механизма практически важных химических реакций, их кинетики и измерение констант скорости элементарных процессов, входящих в механизм этих реакций. Необходимо также всемерное развитие теории химического процесса и теории обмена энергии при соударениях молекул. В случае двухфазных систем требуется изучение влияния конденсированной фазы на кинетику и механизм реакции. Далее требуется тщательно изучить влияние энергетической неравновесности на протекание химических реакций. До проведения всех этих исследований кинетические расчеты неизбежно будут носить ориентировочный характер и не всегда могут быть достаточно надежными.

Поступила в редакцию
15/V 1968

ЛИТЕРАТУРА

1. K. L. Gray. J. Chem. Phys., 1963, **38**, 1518; Tenth Symposium on Combustion, 1965, 523.
2. V. N. Kondrat'ev, E. E. Nikitin. J. Chem. Phys., 1966, **45**, 1078.
3. R. M. Fristrom, A. A. Westenberg. Flame Structure. Mc Graw Hill Book Company. 1965.
4. S. C. Kurzius. Tenth Symposium on Combustion. Pittsburgh, 1965, 385.
5. F. Kaufman, F. P. Del Greco. Ninth Symposium on Combustion. N.—Y., 1963, 659.
6. В. Н. Кондратьев. Кинетика и катализ, 1967, **8**, 965.
7. Н. М. Кузнецов. Докл. АН СССР, 1965, **164**, 1097.
8. C. P. Fenimore, G. W. Jones. J. Phys. Chem., 1961, **65**, 993.
9. G. Dixon-Lewis, M. M. Sutton, A. Williams. Tenth Symposium on Combustion, Pittsburgh, 1965, 495.
10. G. Dixon-Lewis, W. E. Wilson, A. A. Westenberg. J. Chem. Phys., 1966, **44**, 2877.
11. Р. И. Соловухин. Ударные трубы для физико-химических исследований.—Новосибирск, 1966.
12. А. Б. Налбадян, Н. С. Ениколопов и др. Ж. прикл. хим., 1959, **32**, 913, 1132.
13. Л. А. Гуссак. Изв. АН СССР, ОТН. Энергетика, топливо и транспорт, 1965, 98.