

## МЕТОДИКА РАСЧЕТА КОНСТАНТ СКОРОСТЕЙ РЕАКЦИЙ ТЕРМИЧЕСКОЙ ДИССОЦИАЦИИ В ЦИЛИНДРЕ ДИЗЕЛЯ

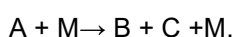
М.Л. Скрыбин

*В работе рассмотрена методика расчета констант скоростей термической диссоциации при образовании оксидов азота. Приведен расчет констант диссоциации и рекомбинации на примере реакций, участвующей в процессе термической диссоциации при сгорании углеводородных топлив. Подробно описан метод переходного состояния системы и доказано, что протекание реакции не нарушает существенно распределения молекул по состояниям. Применение метода переходного состояния значительно расширило возможности теоретического подхода к решению кинетических задач. К числу результатов, которые могут быть получены при помощи этого метода (без знания потенциальных поверхностей, определяющих течение элементарных актов), относится, в частности, зависимость константы скорости химической реакции от давления, что особенно важно при рассмотрении химических реакций, протекающих в цилиндре дизеля в условиях повышенной «жесткости» рабочего процесса. В работе также показано, что влияние давления в цилиндре дизеля на скорость реакций рассматриваемого типа складывается из двух эффектов – эффекта увеличения концентрации углеводородных топлив и влияния давления на константу скорости реакции. При температурах, значительно превышающих критические температуры реагирующих газов, и не очень высоких давлениях первый эффект является доминирующим.*

*Ключевые слова: рекомбинация, диссоциация, оксиды азота, метод переходного состояния.*

При сгорании углеводородных топлив в цилиндре дизеля, можно отметить наличие высоки локальных концентраций активных центров цепных реакций. К ним относятся атомы и свободные радикалы, которые возникают в результате химических реакций окисления и распада углеводородов. Здесь условия образования токсичных компонентов отличается двумя особенностями: во-первых, решающую роль в этом процессе играет как тепловое, так и цепное ускорение реакций за счет увеличения локальных концентраций активных частиц; во-вторых, процессы образования этих частиц тесно связаны с потреблением активных частиц и кислорода. Образование  $\text{NO}_x$  происходит через сложные превращения продуктов реакций углеводородных радикалов с азотом воздушной среды в предпламенной и послепламенной зонах.

Кинетические особенности реакций термической диссоциации при горении углеводородных топлив определяются конкуренцией процессов химического изменения структуры молекул и биомолекулярного механизма активации. Реакция термической диссоциации записывается в виде:



где А, В, С – атомы, радикалы или молекулы;

М – инертный партнер по соударению.

Термическая диссоциация может быть относительно быстрым процессом при высоких температурах горения. Обычно она приводит к образованию атомов и радикалов [1].

В условиях горения отношение констант скорости прямой и обратной реакции ( $k_{\text{дис}}$  и  $k_{\text{рек}}$  соответственно) равно константе равновесия:

$$\frac{k_{\text{дис}}}{k_{\text{рек}}} = K_p.$$

Необходимо подчеркнуть, что это соотношение можно использовать в том случае, если реакции рассматриваются в аналогичных направлениях, т. е. при одинаковых температурах, давлениях и составах смеси. Изменяя константу скорости прямой реакции, одновременно изменяется константа скорости обратной реакции, поскольку они связаны через константу равновесия. Записывая уравнение реакции, можно выбрать именно то, направление ее протекания, которое соответствует исследуемому процессу.

Можно отметить два характерных примера, когда реакции диссоциации играют важную роль:

1. В течение периода индукции реакции в волне детонации (характерный режим работы двигателя в режиме перегрузки) цепные

центры получаются за счет стабильных молекул.

2. При очень больших скоростях горения многоатомные промежуточные частицы диссоциируют, образуя более мелкие.

Для исследования процесса горения в цилиндре двигателя важны три аспекта теории мономолекулярных реакций [2]:

1. При наличии экспериментальной информации о какой-либо элементарной реакции с помощью теории мономолекулярных реакций можно получить выражения для константы скорости этой реакции в широком интервале температур, давлений и составов, необходимых для практики. При этом константы скорости элементарных реакций представляются в виде, наиболее подходящем для моделирования на ЭВМ.

2. Кинетические данные по реакциям распада можно использовать для вычисления термодинамических величин (таких, как теплоты образования частиц), для которых трудно получить эти данные другими путями. Теория мономолекулярных реакций дает соотношения между измеряемыми энергиями активации и термодинамическими величинами.

3. В случае полного отсутствия экспериментальной информации для константы скорости элементарной реакции с помощью теории мономолекулярных реакций можно провести собственную оценку нужной константы скорости. Такие оценки могут базироваться или на чисто теоретических представлениях, или на сравнении с данными для констант скорости однотипных реакций, для которых имеются экспериментальные данные.

Рассмотрим константы диссоциации и рекомбинации на примере реакций, участвующей в процессе термической диссоциации при сгорании углеводородных топлив. Определим константу скорости диссоциации  $k_{\text{дис}}$  как зависящую от величины  $M$  константу скорости первого порядка и константу скорости рекомбинации  $k_{\text{рек}}$  как константу скорости второго порядка, также зависящую от  $M$ , с помощью уравнений:

$$k_{\text{дис}} \equiv -\frac{1}{[AB]} \cdot \frac{d[AB]}{dt},$$

$$k_{\text{рек}} \equiv +\frac{1}{[A][B]} \cdot \frac{d[AB]}{dt}.$$

Используя условие квазистационарности при столкновении частиц с образованием

возбужденных молекул  $AB^* - \frac{d[AB^*]}{dt} = 0$

можно получить уравнения:

$$k_{\text{дис}} = k_1[M] \left( \frac{k_2}{k_2 + k_{-1}[M]} \right),$$

$$k_{\text{рек}} = k_{-2} \left( \frac{k_{-1}[M]}{k_2 + k_{-1}[M]} \right).$$

Данные уравнения представляет собой первое приближение зависимости констант скоростей  $k_{\text{дис}}$  и  $k_{\text{рек}}$  от величины  $[M]$  (часто называемой зависимостью от давления или плотности, хотя всегда имеется в виду концентрация). Данные уравнения написаны таким образом, что первые множители представляют собой константы скорости первичных стадий процессов ( $k_1[M]$  и  $k_2$  соответственно), а вторые множители являются вероятностями того, что вслед за начальным актом реакция действительно осуществляется. Эти вероятности равны 1 для диссоциации и рекомбинации при низких и высоких давлениях соответственно и стремятся к 0 для диссоциации при высоких давлениях и для рекомбинации при низких давлениях. На принятом уровне  $k_{\text{дис}}$  и  $k_{\text{рек}}$  связаны равновесным соотношением:

$$\frac{k_{\text{дис}}}{k_{\text{рек}}} = \frac{k_1}{k_{-1}} \cdot \frac{k_2}{k_{-2}} = \left( \frac{[A][B]}{[AB]} \right)_{\text{равн}} = K_p.$$

Это также справедливо и для зависимости  $k_{\text{рек}}$  от  $[M]$ . На рисунке 1 показана зависимость  $\lg k$  от  $\lg(M)$  – переходная кривая для мономолекулярной реакции. Она показывает переход значения константы скорости  $k$  от предела низких давлений, где она пропорциональна плотности, к пределу высоких давлений, где она приближается к постоянной величине. Предельные значения констант скорости ( $k_0$  и  $k_\infty$ ) являются основными величинами, определяющими положение переходных кривых. Исходя из этого можно получить эти предельные значения:

$$\lim k_{\text{дис}} ([M] \rightarrow 0) \equiv k_{0\text{дис}} = k_1[M],$$

$$\lim k_{\text{рек}} ([M] \rightarrow 0) \equiv k_{0\text{рек}} = \frac{k_{-2}k_{-1}[M]}{k_2},$$

## МЕТОДИКА РАСЧЕТА КОНСТАНТ СКОРОСТЕЙ РЕАКЦИЙ ТЕРМИЧЕСКОЙ ДИССОЦИАЦИИ В ЦИЛИНДРЕ ДИЗЕЛЯ

$$\lim_{[M] \rightarrow \infty} k_{\text{дис}} \equiv k_{\infty \text{дис}} = \frac{k_1 k_2}{k_{-1}},$$

$$\lim_{[M] \rightarrow \infty} k_{\text{рек}} \equiv k_{\infty \text{рек}} = k_{-2}.$$

Скорость химической диссоциации при низком давлении равна  $k_1[M]$  — скорости активации при столкновениях. При высоких давлениях благодаря процессам активации-деактивации при соударениях быстро достигается равновесное соотношение между АВ и АВ\* и лимитирующим процессом становится реакция мономолекулярной диссоциации АВ\*.

В рекомбинации при низких давлениях слипание и обратная диссоциация АВ\* происходят более часто, чем стабилизация при соударениях, и таким образом, достигается равновесие между А, В и АВ\*, что и описывается отношением констант скорости  $k_2/k_1$ .

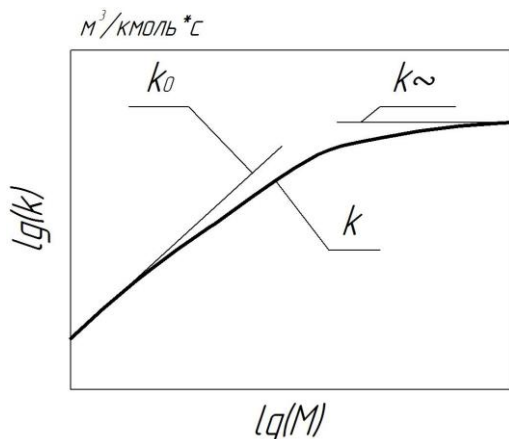


Рисунок 1 – Переходная кривая для реакции термической диссоциации или рекомбинация

При высоких давлениях лимитирующим процессом является слипание частиц А и В, поскольку стабилизация при соударениях происходит очень часто. Сначала определяется концентрация  $[M]_c$  в центре переходной кривой, при которой зависимости констант скорости  $k_0 (=k_1[M])$  и  $k_\infty$  от  $[M]$  пересекаются. Это позволяет представить зависимость  $k$  от  $[M]$  в универсальной форме с помощью параметра  $\chi$ , который является приведенной к  $[M]_c$  концентрацией:

$$\frac{[M]}{[M]_c} = \frac{k_0}{k_\infty} = \chi.$$

Это уравнение получено путем замены и

$k_1[M] = k_{0 \text{дис}}$ . Исходя из этого выражение приведенной переходной кривой запишется следующим образом:

$$\frac{k_0}{k_\infty} = \frac{k_0/k_\infty}{1 + k_0/k_\infty} = \frac{[M]/[M]_c}{1 + [M]/[M]_c} = \frac{\chi}{1 + \chi} = F_{\text{лх}}(\chi)$$

Это может рассматриваться как регулирующая функция, описывающая переход  $k$  от  $k_0$  к  $k_\infty$ , с величиной  $k = k_\infty/2$ . Данное уравнение базируется на мономолекулярных реакциях Линдемана и Хиншельвуда, графическое представление которых представлено на рисунке 2.

В реальных условиях константы скорости стадий механизма Линдемана - Хиншельвуда являются усредненными для квантовых состояний частиц АВ, АВ\*, А и В. Для каждого из этих состояний используются различные значения констант скорости для каждого элементарного процесса. Тем не менее, основные кинетические свойства качественно остаются теми же самыми. Теории мономолекулярного распада позволяют на основе молекулярных параметров провести точные вычисления констант скорости  $k_0$  и  $k_\infty$ , и рассчитать переходные кривые, которые находятся в близком соответствии с экспериментальными. Реальные переходные кривые всегда шире и их центр расположен ниже, как показано сплошной кривой на рисунке 2 [2, 3].

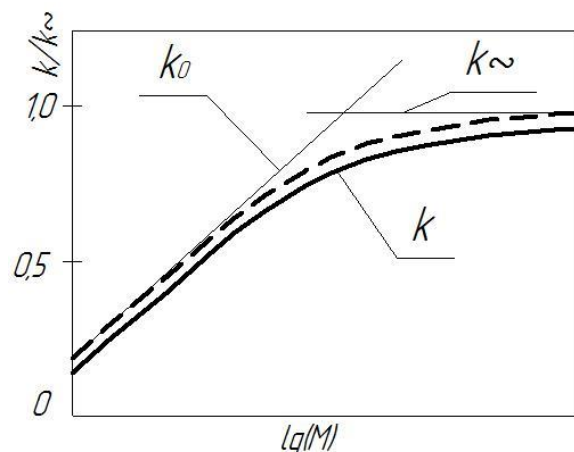


Рисунок 2 – Приведенные переходные кривые для реакции рекомбинации или диссоциации

Чтобы найти численные значения константы скорости от давления воспользуемся кинетической теорией газов. Согласно данной

теории число двойных соударений  $z_0$  между молекулами газов 1 и 2 в единицу времени и в единице объема выражается выражением:

$$z_0 = n_1 n_2 (r_1 + r_2)^2 \sqrt{\frac{8\pi RT(M_1 + M_2)}{M_1 M_2}},$$

где  $n_1$  и  $n_2$  – числа молекул газов 1 и 2;  
 $r_1$  и  $r_2$  – радиусы молекул этих газов;  
 $M_1$  и  $M_2$  – молекулярный вес молекул газов 1 и 2.

Из теории активных столкновений следует, что число соударений, ведущих к реакции, равно  $z_0 e^{-\frac{E}{RT}}$ . При концентрациях газов 1 и 2 равных единице, число активных соударений представляет константу скорости реакции  $k$ :

$$k = z_0 e^{-\frac{E}{RT}}.$$

Но эти уравнения действительны лишь для низких давлений, когда размерами молекул можно пренебречь по сравнению с длиной их свободного пробега. При повышении давления в это уравнение должна быть внесена поправка Ван-дер-Ваальса:

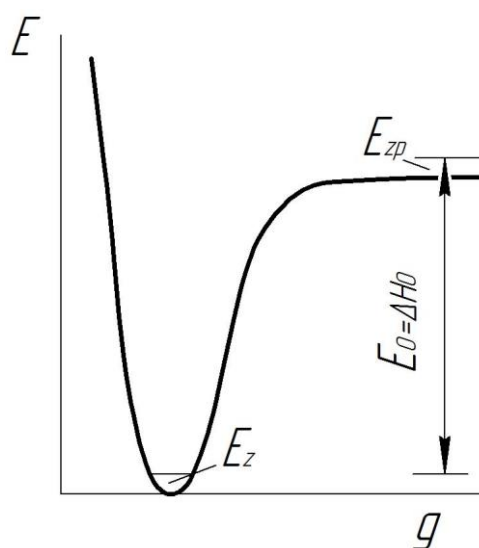
$$z'_0 = z_0 \frac{1}{1 - \sum n_i b_i},$$

где  $z'_0$  – число столкновений в умеренно-сжатом газе;

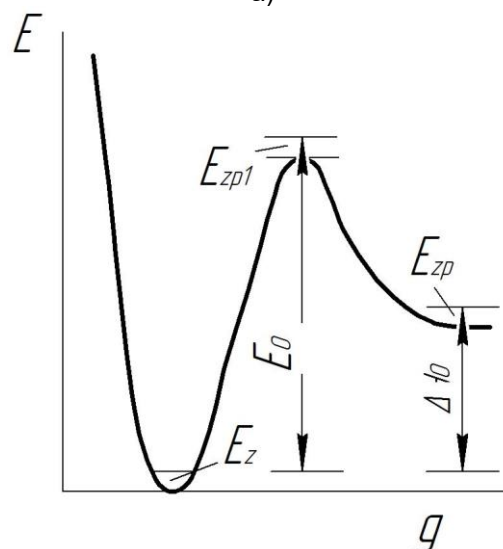
$b_i$  – константа уравнения состояния Ван-дер-Ваальса, равная учетверенному объему молекулы.

При химической реакции происходит изменение потенциальной энергии системы (рисунок 3). Здесь внутренняя энергия молекулы представлена как функция координаты реакции  $q$ . В качестве координаты реакции выбрана длина связи молекулы, разрываемой в ходе реакции. Величины  $E_z$ ,  $E_{zp}$  и  $E_{zi}$  – нулевые энергии реагента, продуктов и промежуточного активированного комплекса соответственно;  $\Delta H_0^2$  и  $E_0$  – энтальпия реакции при 0 K и критическая энергия диссоциации соответственно. Переходное состояние соответствует вершине энергетического барьера реакции. При этом атомы А, В и С расположены так, что малейшее смещение их приводит либо к образованию молекулы ВС, либо к возврату системы в исходное состояние (АВ

+ С). Система, находящаяся в переходном состоянии (активированный комплекс), может рассматриваться как молекула, обладающая обычными термодинамическими свойствами. Для активированного комплекса характерна его неустойчивость при движении вдоль координаты реакции, приводящем к распаду активированного комплекса с определенной скоростью.



а)



б)

Рисунок 3 – Энергетические диаграммы для реакций разрыва простой связи (а) и сложной связи (б)

В основе метода переходного состояния лежит предположение, что протекание реакции не нарушает существенно распределения молекул по состояниям, так что оно отвечает статистически равновесному Максвелл–

## МЕТОДИКА РАСЧЕТА КОНСТАНТ СКОРОСТЕЙ РЕАКЦИЙ ТЕРМИЧЕСКОЙ ДИССОЦИАЦИИ В ЦИЛИНДРЕ ДИЗЕЛЯ

Больцмановскому распределению. Область применимости этого предположения совпадает с областью применимости закона действующих масс и уравнение Аррениуса. Рассмотрим аррениусовская зависимость  $k = k(1/T)$  для реакции  $O + N_2 \rightarrow NO + N$  (рисунок 4).

Данная реакция используется потому, что имеет очень высокую энергию активации из-за сильной тройной связи в молекуле  $N_2$ , и поэтому она является достаточно быстрой только при высоких температурах. Поскольку скорость реакции достаточно низкая, это лимитирующая стадия процесса термического образования NO [4].

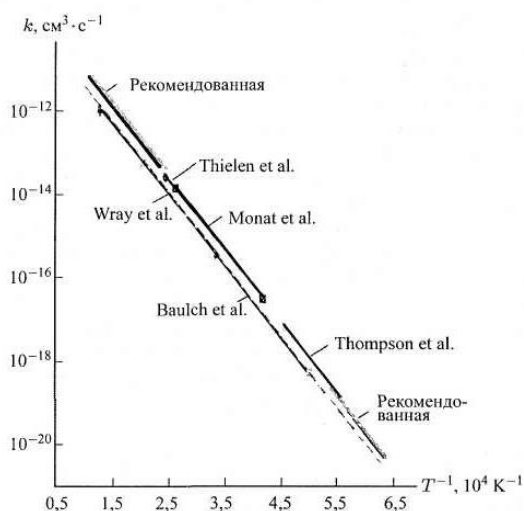


Рисунок 4 – Аррениусовская зависимость  $k = k(1/T)$  для реакции  $O + N_2 \rightarrow NO + N$  [4]

Вывод основного уравнения теории переходного состояния достаточно сложен, поэтому напишем сразу выражение для константы скорости реакции [5]:

$$k = \chi \frac{kT}{h} K_c^{//},$$

где  $k$  и  $h$  – константы Больцмана и Планка;

$K_c^{//}$  – константа равновесия;

$\chi$  – трансмиссионный коэффициент, характеризующий вероятность того, что каждый активированный комплекс, достигший вершины барьера, переходит через него и распадается с образованием продуктов реакции.

$$K_c^{//} = \left[ \frac{c^{//}}{c_1 c_2} \right]_{\text{равн}},$$

где  $c^{//}$  – концентрация активированного комплекса;

$c_1$  и  $c_2$  – концентрация исходных веществ.

Обычно величина  $\chi$  принимается близкой к единице, хотя известен ряд реакций, для которых  $\chi < 1$ . Для последующих выводов нам достаточно предположить, что  $\chi$  не зависит от давления в цилиндре дизеля.

Применение метода переходного состояния значительно расширило возможности теоретического подхода к решению кинетических задач. К числу результатов, которые могут быть получены при помощи этого метода (без знания потенциальных поверхностей, определяющих течение элементарных актов), относится, в частности, зависимость константы скорости химической реакции от давления.

В смесях идеальных газов константа равновесия  $K_c$  (или  $K_p$ ), а, следовательно, и константа скорости реакции не зависит от давления. Для выяснения влияния давления на константу скорости гомогенных газовых реакции необходимо рассмотреть уравнения применительно к неидеальным системам, в частности, к идеальной смеси реальных газов.

Введем величину  $K_N^{//}$  вместо  $K_c^{//}$ . В случае бимолекулярной реакции взаимодействия газов 1 и 2:

$$K_c^{//} = \left[ \frac{c^{//}}{c_1 c_2} \right]_{\text{равн}} = K_N^{//} V,$$

где  $V$  – мольный объем равновесной смеси.

Отсюда:

$$k = \chi \frac{kT}{h} K_N^{//} V.$$

Термодинамическая константа равновесия в идеальной смеси реальных газов может быть выражена уравнением:

$$K_1 = K_\gamma K_N P^{\Delta\nu}.$$

В рассматриваемом случае  $\Delta\nu = -1$ ,

так как из двух молей исходных веществ образуется один моль активированного комплекса.

Следовательно:

$$k = \chi \frac{kT}{h} \cdot \frac{K_i''}{K_\lambda''} P \nu,$$

где  $K_\lambda'' = \frac{\gamma_{12}}{\gamma_1 \gamma_2}$  – константа скорости реакций при взаимодействии идеальных газов.

Для идеальных газов  $K_\lambda'' = 1$ ;

$$P \nu = nRT.$$

В смеси идеальных газов константа скорости бимолекулярной реакции не зависит от давления. Это, конечно, относится и к мономолекулярным реакциям, для которых  $K_C'' = K_N'' = 1$  и  $\Delta \nu = 0$  [6].

Для идеальной смеси реальных газов находим:

$$\left( \frac{d \ln k}{dP} \right)_T = \left( \frac{d \ln P \nu}{dP} \right)_T - \left( \frac{d \ln K_\gamma''}{dP} \right)_T.$$

Первый член в правой части уравнения может быть найден либо по экспериментальным данным о сжимаемости газовой смеси, либо при помощи приближенных методов. Напишем развернутое выражение для второго члена в правой части уравнения:

$$\ln K_\gamma'' = \frac{1}{RT} \int_1^P \left[ \sum (\bar{v}_i - \nu_{ид}) \right] dP,$$

$$\frac{d \ln K_\gamma''}{dP} = \frac{\sum (\bar{v}_i - \nu_{ид})}{RT},$$

$$\text{где } \sum (\bar{v}_i - \nu_{ид}) = \bar{v}'' - (\bar{v}_1 + \bar{v}_2) + \nu_{ид} -$$

разность мольных объемов компонентов смеси.

Отклонения объемов компонентов газовой смеси от идеальных будут в некоторых случаях взаимно погашаться. В случае пренебрежения зависимостью  $K_\lambda''$  от давления может обусловить значительную погрешность при вычислениях изменения константы скорости реакции с повышением давления.

В случае взаимодействия двух одинако-

вых молекул при малых степенях превращения:

$$k = \chi \frac{kT}{h} \cdot \frac{K_f''}{\gamma''} f^2 \frac{\nu}{P},$$

где  $P$ ,  $f$  и  $\nu$  – соответственно давление, летучесть и мольный объем реагирующего газа.

Напишем теперь уравнение скорости реакции:

$$\mathcal{G} = k c_2 = k \frac{n^2}{c^2},$$

где  $n$  – число молей газа в реакционном объеме.

Объединяя эти уравнения, получаем:

$$\mathcal{G} = \chi \frac{kT}{h} \cdot \frac{K_f''}{\gamma''} \frac{n^2}{P \nu} f^2.$$

Применение данных уравнений возможно лишь при принятии известных предположений о коэффициенте активности активированного комплекса. В частности, можно предположить, что в реакциях димеризации этот коэффициент лишь незначительно отличается от коэффициента активности Димера [7,8].

Можно также отметить, что влияние давления на скорость реакций рассматриваемого типа складывается из двух эффектов – эффекта увеличения концентрации и влияния давления на константу скорости реакции. При температурах, значительно превышающих критические температуры реагирующих газов, и не очень высоких давлениях первый эффект является доминирующим. По мере приближения плотности газовой смеси к плотности жидкостей влияние давления на константу скорости реакции становится все более значительным.

В целом, теоретические расчеты, проводимые по данной методике, полностью подтверждаются экспериментальными данными по исследованию содержания оксидов азота в цилиндре и в отработавших газах дизелей [9-15].

## СПИСОК ЛИТЕРАТУРЫ

1. Химия горения: Пер. с англ./под ред. У. Гардинера. – М.: Мир, 1988 – 464 с.
2. Основы практической теории горения / В.В. Померанцев [и др.].// Под ред. В.В. Померанцева. Л.: Энергоатомиздат, 1986. – 312 с.
3. Ксандопуло Г.И., Дубинин В.В. Химия газозофазного горения. - М.: Химия, 1987. - 240 с.

## МЕТОДИКА РАСЧЕТА КОНСТАНТ СКОРОСТЕЙ РЕАКЦИЙ ТЕРМИЧЕСКОЙ ДИССОЦИАЦИИ В ЦИЛИНДРЕ ДИЗЕЛЯ

4. Варнатц Ю., Маас У., Диббл Р. Физические и химические аспекты, моделирование, эксперименты, образование загрязняющих веществ. – М.: Физматлит, 2003. – 351 с.
5. Франк-Каменецкий Д.А. Диффузия и теплопередача в химической кинетике. – М.: Наука, 1967. – 367 с.
6. Гиршфельдер Д., Кертисс Ч., Берд Р. Молекулярная теория газов и жидкостей. Пер. с англ. – М.: 1961г. 452 с. ил.
7. Льюис Б., Эльбе Г. Горение, пламя и взрывы в газах. – М.: ИЛ, 1948. – 447 с.; 2-е изд. - М.: Мир, 1968. - 592 с.
8. Щетинков Е.С. Физика горения газов. – М.: Наука, 1965. – 740 с.
9. Скрябин М.Л. Влияние применения метанола содержание оксидов азота в отработавших газах дизеля 4Ч 11,0/12,5 в зависимости от изменения установочного УОВТ // Улучшение эксплуатационных показателей двигателей внутреннего сгорания. Материалы X Международной научно-практической конференции «Наука–Технология–Ресурсосбережение»: Сборник научных трудов. – Киров: Вятская ГСХА, 2017.- Вып. 14. – С.128-133.
10. Скрябин М.Л. Влияние применения метанола в дизеле 4Ч 11,0/12,5 и влияние применения природного газа в дизеле 4ЧН 11,0/12,5 на содержание и оксидов азота в зависимости от нагрузки // Улучшение эксплуатационных показателей двигателей внутреннего сгорания. Материалы X Международной научно-практической конференции «Наука–Технология–Ресурсосбережение»: Сборник научных трудов. – Киров: Вятская ГСХА, 2017.- Вып. 14. – С.134-141.
11. Скрябин М.Л. Теоретические расчеты содержания оксидов азота в цилиндре дизеля 4ЧН 11,0/12,5 при работе на природном газе // Улучшение эксплуатационных показателей двигателей внутреннего сгорания. Материалы X Международной научно-практической конференции «Наука–Технология–Ресурсосбережение»: Сборник научных трудов. – Киров: Вятская ГСХА, 2017.- Вып. 14. – С.141-147.
12. Скрябин М.Л. Влияние применения метанола на показатели токсичности отработавших газов дизеля 4Ч 11,0/12,5 // Улучшение эксплуатационных показателей двигателей внутреннего сгорания. Материалы X Международной научно-практической конференции «Наука–Технология–Ресурсосбережение»: Сборник научных трудов. – Киров: Вятская ГСХА, 2017.- Вып. 14. – С.157-163.
13. Скрябин М.Л., Юрлов А.С. Показатели процесса сгорания и сажеосодержания при работе дизеля 2Ч 10,5/12,0 на метаноле и изменении частоты вращения // Улучшение эксплуатационных показателей двигателей внутреннего сгорания. Материалы IX Международной научно-практической конференции «Наука–Технология–Ресурсосбережение»: Сборник научных трудов. – Киров: Вятская ГСХА, 2016.- Вып. 13. – С.84-88.
14. Скрябин М.Л. Применение природного газа как альтернативного топлива в дизеле с промежуточным охлаждением наддувочного воздуха // Улучшение эксплуатационных показателей двигателей внутреннего сгорания. Материалы IX Международной научно-практической конференции «Наука – Технология – Ресурсосбережение»: Сборник научных трудов. – Киров: Вятская ГСХА, 2016.- Вып. 12. – С.369-374.
15. Лиханов В.А., Анфилатов А.А. Изменение образования оксидов азота в цилиндре дизеля при работе на метаноле // Тракторы и сельхозмашины. 2015. № 4. с. 3-5.

**Скрябин Максим Леонидович**, кандидат технических наук, доцент кафедры Материаловедения, сопротивления материалов и деталей машин, федеральное государственное бюджетное образовательное учреждение высшего образования Вятская государственная сельскохозяйственная академия; тел. 8 (953) 674-09-65, [mah.dvs@mail.ru](mailto:mah.dvs@mail.ru).