

**ТЕОРЕТИЧЕСКОЕ РАССМОТРЕНИЕ ВОЗМОЖНЫХ СХЕМ
СНИЖЕНИЯ КОНЦЕНТРАЦИИ NO ПРИ ГОРЕНИИ**

С. М. Когарко, В. Я. Басевич

(Москва)

В проблеме защиты окружающей среды существенную роль играет уменьшение выброса токсичных газов с продуктами реакции, образующимися при сжигании твердого, жидкого и газообразного топлива в энергетических установках (тепловые электростанции, различные двигатели внутреннего сгорания и др.). Актуальна задача по снижению количества NO, образующегося в процессе горения из азота и кислорода воздуха.

Уменьшение окиси азота в продуктах реакции, выбрасываемых в атмосферу, может вестись двумя путями: связыванием образовавшейся при горении окиси азота из продуктов реакции тем или иным химическим соединением или путем уменьшения образования NO в течение превращения исходной смеси в продукты реакции за счет соответствующей организации процесса горения. В предлагаемой работе теоретически рассмотрен второй путь возможного снижения количества NO в продуктах реакции.

В [1] рассмотрен механизм образования окиси азота из воздуха через цепную реакцию с участием атомов кислорода. Этот механизм имеет высокую эффективную энергию активации. Следовательно, если организовать процесс горения таким образом, чтобы исходные вещества сгорали при более низких температурах по сравнению с адиабатической температурой горения смеси стехиометрического состава, то можно рассчитывать на снижение концентрации NO в продуктах реакции.

Из литературных данных известно, что при горении углеводородно-воздушных смесей в ламинарном пламени при атмосферном давлении в зависимости от состава смеси в продуктах реакции образуется различное количество NO. На рис. 1 приведена экспериментальная зависимость количества образующейся при горении окиси азота в продуктах реакции для времени реакции 5 мс от состава пропано-воздушной смеси [2]. Анализ рис. 1 показывает, что при $\alpha < 0,67$ окись азота практически не образуется. Кинетика образования NO во времени по тем же данным при горении пропано-воздушной смеси с $\alpha = 1,08; 0,82$ и $1,37$ показана на рис. 2.

Сделаны расчеты по кинетической программе (без учета диффузии) для близкого углеводорода, метана (для пропана нет кинетической схемы) и получен качественно близкий результат, представленный на рис. 2, 2. В расчете использован механизм и аррениусовские параметры, представленные в таблице. Таблица составлена на основании ранее использовавшегося механизма горения метана [3] и образования окиси азота [4], в которые добавлены все недостающие обратные процессы. Аррениусовские параметры последних рассчитывались по данным пря-

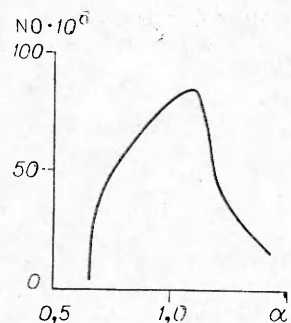


Рис. 1. Выход NO в ламинарном пламени в зависимости от коэффициента избытка воздуха.

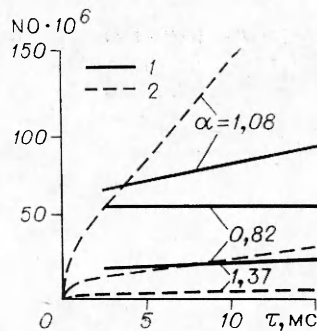


Рис. 2. Выход NO по времени по экспериментальным данным [2] (1) и расчету (2).

мых реакций и констант равновесия по данным [5]. Как видно из рис. 2, получено неплохое совпадение экспериментальных и расчетных данных. Таким образом, для разбираемого случая появилась возможность теоретически приближенно описывать процесс горения. Для расчетов использовались стандартные кинетические программы [3, 6]. Предполагалось, что процессы смешения протекают быстро и не задерживают течение химических реакций, отсутствует теплообмен со стенкой. Как показывает опыт, точность кинетических расчетов обычно составляет 200—500%. Поэтому проведенные расчеты следует рассматривать как оценочные.

Предлагается для уменьшения образования окиси азота организовать процесс горения при пониженной температуре, разбив его на два этапа: на первом сжигать предельно богатую смесь, производить съем тепла с продуктов реакции в теплообменнике, тем самым охлаждая продукты до заданной температуры, на втором этапе при добавлении воздуха до стехиометрического состава дожигать продукты неполного сгорания до конечных продуктов, т. е. до CO_2 и H_2O . Выгоды, получаемые при двухэтапном горении, иллюстрируют теоретические оценки, результаты которых представлены на рис. 3.

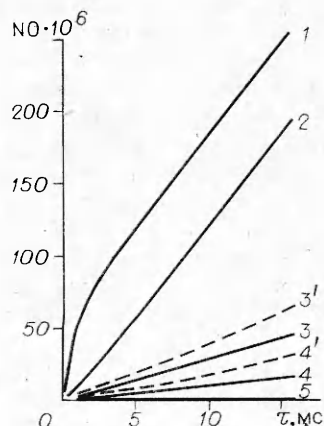


Рис. 3. Снижение выхода NO при разных начальных температурах дожигания. Стехиометрические смеси: 1 — без дожигания, 2 — $T_{\text{O}_2}=1600$ К, 3 — $T_{\text{O}_2}=1400$ К, 4 — $T_{\text{O}_2}=1273$ К, 5 — $T_{\text{O}_2}=1000$ К.

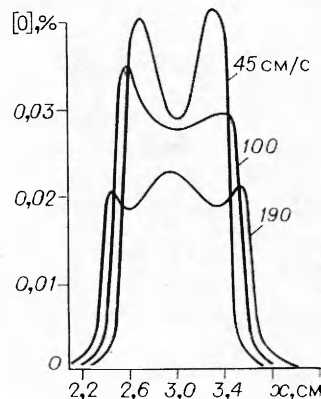


Рис. 4. Профиль концентрации атомов кислорода в водородно-воздушном пламени при различной интенсивности турбулентности.

Механизм горения метана

Номер	Реакция	Тепловой эффект, ккал/моль	Прямая		Обратная	
			A (моль, л, с)	E, ккал/моль	A (моль, л, с)	E, ккал/моль
1	2	3	4	5	6	7
31	$\text{CH}_4 + \text{OH} = \text{CH}_3 + \text{H}_2\text{O}$	17	$6 \cdot 10^{10}$	8,5	$6,9 \cdot 10^9$	24,8
33	$\text{CH}_4 + \text{H} = \text{CH}_3 + \text{H}_2$	2	$2 \cdot 10^{11}$	11,6	$4,8 \cdot 10^9$	12,5
35	$\text{CH}_4 + \text{O} = \text{CH}_3 + \text{OH}$	0	$2,05 \cdot 10^{10}$	7,8	$2,2 \cdot 10^8$	7,0
39	$\text{CH}_4 + \text{O} = \text{CH}_2 + \text{H}_2\text{O}$	34	$2 \cdot 10^{10}$	7,8	$8,3 \cdot 10^8$	41,4
40	$\text{CH}_3 + \text{HO}_2 = \text{CH}_4 + \text{O}_2$	54	$4,3 \cdot 10^8$	-0,4	$6 \cdot 10^{10}$	55
55	$\text{CH}_3 + \text{H} + \text{M} = \text{CH}_4 + \text{M}$	101	$1 \cdot 10^9$	-16,8	$2 \cdot 10^{14}$	88
38	$\text{CH}_3 + \text{H}_2\text{O}_2 = \text{CH}_4 + \text{HO}$	14	$6,5 \cdot 10^7$	4,3	$6,06 \cdot 10^8$	19
42	$\text{CH}_3 + \text{CH}_3 = \text{CH}_4 + \text{CH}_2$	17	$6 \cdot 10^7$	9,24	$1,9 \cdot 10^9$	27,4
50	$\text{CH}_3 + \text{H}_2\text{CO} = \text{CH}_4 + \text{HCO}$	28	$6 \cdot 10^{10}$	4,5	$1,5 \cdot 10^{11}$	33,2
72	$\text{CH}_3 + \text{HCO} = \text{CH}_4 + \text{CO}$	71	$6 \cdot 10^{10}$	0	$7,8 \cdot 10^{12}$	72,2
53	$\text{CH}_2 + \text{H}_2\text{CO} = \text{CH}_4 + \text{CO}$	82	$6 \cdot 10^{10}$	0	$6 \cdot 10^{11}$	82,6
54	$\text{CH}_3 + \text{OH} = \text{CH}_2 + \text{H}_2\text{O}$	34	$6 \cdot 10^9$	2,76	$2,2 \cdot 10^{10}$	37,2
59	$\text{CH}_2 + \text{O} = \text{HCO} + \text{H}$	79	$6 \cdot 10^9$	0	$9,5 \cdot 10^9$	78,6
65	$\text{CH}_2 + \text{H}_2\text{O} = \text{H}_2\text{CO} + \text{H}_2$	36	$6 \cdot 10^9$	2,5	$7,4 \cdot 10^{10}$	38,2
36	$\text{CH}_2 + \text{O}_2 = \text{CO} + \text{OH} + \text{H}$	32	$6 \cdot 10^9$	3,5	$3,3 \cdot 10^8$	33,8
57	$\text{CH}_3 + \text{O}_2 = \text{H}_2\text{CO} + \text{OH}$	51	$3 \cdot 10^{10}$	10	$3,3 \cdot 10^{10}$	61,6
56	$\text{CH}_3 + \text{O} = \text{H}_2\text{CO} + \text{H}$	68	$1,86 \cdot 10^{10}$	0	$3,8 \cdot 10^{11}$	68,2
74	$\text{CHO} + \text{H}_2\text{CO} = \text{CH}_3 + \text{CO}_2$	28	$6 \cdot 10^9$	4,5	$1,7 \cdot 10^{11}$	32,2
46	$\text{CH}_2 + \text{O}_2 = \text{CO}_2 + \text{H} + \text{H}$	57	$1,8 \cdot 10^8$	0	$4 \cdot 10^6$	54,8
43	$\text{H}_2\text{CO} + \text{OH} = \text{HCO} + \text{H}_2\text{O}$	45	$3,6 \cdot 10^{11}$	1,5	$1 \cdot 10^{11}$	46,4
44	$\text{H}_2\text{CO} + \text{H} = \text{HCO} + \text{H}_2$	30	$6 \cdot 10^{10}$	1,5	$3,7 \cdot 10^9$	31
45	$\text{H}_2\text{CO} + \text{O} = \text{HCO} + \text{OH}$	28	$8,4 \cdot 10^{11}$	5,5	$2,3 \cdot 10^{10}$	33,4
47	$\text{HCO} + \text{HO}_2 = \text{H}_2\text{CO} + \text{O}_2$	26	$5,35 \cdot 10^6$	5,6	$3 \cdot 10^8$	32
66	$\text{H} + \text{CO} + \text{M} = \text{HCO} + \text{M}$	30	$1 \cdot 10^8$	-17	$1,6 \cdot 10^{11}$	14,7
48	$\text{H}_2\text{CO} + \text{HO}_2 = \text{H}_2\text{O}_2 + \text{HCO}$	14	$6 \cdot 10^8$	8	$1,6 \cdot 10^8$	22
70	$\text{HCO} + \text{O}_2 = \text{HO}_2 + \text{CO}$	17	$6 \cdot 10^{10}$	7,25	$5,5 \cdot 10^{10}$	24,4
86	$\text{HCO} + \text{O} = \text{CO}_2 + \text{H}$	96	$1,2 \cdot 10^9$	0	$6,8 \cdot 10^{11}$	96
46a	$\text{HCO} + \text{H} + \text{M} = \text{H}_2\text{CO} + \text{M}$	73	$6,3 \cdot 10^8$	-3,2	$5 \cdot 10^{13}$	72
68	$\text{HCO} + \text{OH} = \text{CO} + \text{H}_2\text{O}$	88	$6 \cdot 10^{10}$	0	$8,9 \cdot 10^{11}$	88
69	$\text{HCO} + \text{H} = \text{CO} + \text{H}_2$	73	$6 \cdot 10^{10}$	5	$1,9 \cdot 10^{11}$	78
70a	$\text{HCO} + \text{O} = \text{CO} + \text{OH}$	71	$6 \cdot 10^8$	0	$8,5 \cdot 10^8$	71,6
1	$\text{OH} + \text{H}_2 = \text{H} + \text{H}_2\text{O}$	15	$2,4 \cdot 10^{10}$	5,2	$1,14 \cdot 10^{11}$	20,4
4	$\text{OH} + \text{O} = \text{H} + \text{O}_2$	17	$4,16 \cdot 10^9$	-0,78	$7,8 \cdot 10^{10}$	15,9
6	$\text{OH} + \text{H} = \text{O} + \text{H}_2$	2	$6,9 \cdot 10^9$	7,04	$1,5 \cdot 10^{10}$	8,9
9	$\text{OH} + \text{OH} = \text{O} + \text{H}_2\text{O}$	17	$1,44 \cdot 10^{10}$	0	$1,51 \cdot 10^{11}$	17
11	$\text{H} + \text{H} + \text{M} = \text{H}_2 + \text{M}$	103	$3,6 \cdot 10^9$	0	$1,74 \cdot 10^{13}$	105
12	$\text{O} + \text{O} + \text{M} = \text{O}_2 + \text{M}$	118	$1,8 \cdot 10^9$	0	$7,4 \cdot 10^{13}$	120
13	$\text{OH} + \text{H} + \text{M} = \text{H}_2\text{O} + \text{M}$	118	$3,6 \cdot 10^{10}$	0	$8,3 \cdot 10^{14}$	120
19	$\text{O} + \text{H} + \text{M} = \text{OH} + \text{M}$	101	$1,44 \cdot 10^{10}$	0	$3,1 \cdot 10^{13}$	104
83	$\text{OH} + \text{OH} = \text{H}_2 + \text{O}_2$	19	$6 \cdot 10^7$	20,4	$2,5 \cdot 10^9$	39
17a	$\text{H} + \text{HO}_2 = \text{H}_2 + \text{O}_2$	56	$6 \cdot 10^9$	0	$2,1 \cdot 10^{10}$	56
7	$\text{H} + \text{O}_2 + \text{M} = \text{HO}_2 + \text{M}$	47	$4,14 \cdot 10^9$	0	$5,7 \cdot 10^{12}$	48,8
17	$\text{H} + \text{HO}_2 = \text{OH} + \text{OH}$	37	$2 \cdot 10^{10}$	0	$1,62 \cdot 10^9$	37,6
26	$\text{O} + \text{HO}_2 = \text{O}_2 + \text{OH}$	54	$6 \cdot 10^{10}$	0	$9,43 \cdot 10^{10}$	54
27	$\text{OH} + \text{HO}_2 = \text{O}_2 + \text{H}_2\text{O}$	71	$6 \cdot 10^9$	0	$9,9 \cdot 10^{10}$	71,2
176	$\text{H} + \text{HO}_2 = \text{H}_2\text{O} + \text{O}$	54	$6 \cdot 10^8$	0	$5,28 \cdot 10^8$	54,4
8	$\text{OH} + \text{H}_2\text{O}_2 = \text{HO}_2 + \text{H}_2\text{O}$	31	$7,8 \cdot 10^9$	1,6	$8,45 \cdot 10^9$	32,6
14	$\text{H} + \text{H}_2\text{O}_2 = \text{H}_2\text{O} + \text{OH}$	66	$7,05 \cdot 10^9$	4,2	$6,4 \cdot 10^8$	72,6

Окончание таблицы

1	2	3	4	5	6	7
28 $\frac{1}{2}$	$\text{OH} + \text{OH} + \text{M} = \text{H}_2\text{O}_2 + \text{M}$	50	$1,61 \cdot 10^8$	-9,6	$4,07 \cdot 10^{13}$	42
30	$\text{O} + \text{H}_2\text{O}_2 = \text{O}_2 + \text{H}_2\text{O}$	42,5	$2,8 \cdot 10^{10}$	6,4	$4,77 \cdot 10^{10}$	91,4
14a	$\text{H} + \text{H}_2\text{O}_2 = \text{H}_2 + \text{HO}_2$	16	$7 \cdot 10^9$	4,2	$1,6 \cdot 10^9$	20
29a	$\text{HO}_2 + \text{HO}_2 = \text{H}_2\text{O}_2 + \text{O}_2$	40	$2,4 \cdot 10^{10}$	1,5	$3,67 \cdot 10^{11}$	41,8
32	$\text{O} + \text{H}_2\text{O}_2 = \text{HO}_2 + \text{OH}$	14	$2,8 \cdot 10^{10}$	6,4	$2,89 \cdot 10^9$	20,4
21	$\text{CO} + \text{OH} = \text{CO}_2 + \text{H}$	26	$2,9 \cdot 10^9$	5,7	$1,12 \cdot 10^{13}$	30,4
24	$\text{CO} + \text{HO}_2 = \text{CO}_2 + \text{OH}$	62	$1,33 \cdot 10^{11}$	23	$4,26 \cdot 10^{12}$	85
I	$\text{N} + \text{NO} = \text{N}_2 + \text{O}$	75	$2,75 \cdot 10^{10}$	0,5	$5 \cdot 10^{10}$	75
II	$\text{N} + \text{O}_2 = \text{NO} + \text{O}$	32	$1 \cdot 10^{10}$	7,5	$2 \cdot 10^9$	39,4
III	$\text{NO} + \text{NO} = \text{N}_2 + \text{O}_2$	43	$1,41 \cdot 10^{12}$	85	$2,85 \cdot 10^{13}$	128
IV	$\text{N} + \text{OH} = \text{NO} + \text{H}$	49	$4 \cdot 10^{10}$	0	$1,5 \cdot 10^{11}$	48,6

По результатам кинетического расчета, кривая 1 представляет собой образование окиси азота во времени при одноступенчатом сжигании стехиометрической метано-воздушной смеси, имеющей адиабатическую температуру сгорания 2230 К. При этом $[\text{NO}] > 250 \cdot 10^{-6}$. Если провести сжигание смеси такого же суммарного состава в два этапа, но на первом этапе организовать горение богатой смеси при $\alpha = 0,67$ с адиабатической температурой 1920 К, то на этом этапе процесса горения образуется в продуктах реакции $[\text{NO}] < 10^{-6}$. Последующее охлаждение и смешение с воздухом до стехиометрического состава с таким расчетом, чтобы начальная температура смеси была $T_{02} = 1600$ К, обеспечивает быстрое сгорание продуктов неполного сгорания, образовавшихся на первом этапе, повышение температуры до 2230 К и образование окиси азота в количестве до $180 \cdot 10^{-6}$ (см. рис. 3, 2). Если охлаждать продукты неполного горения так, чтобы $T_{02} = 1400$ К, то при последующем дожигании температура повышается до 2100 К и $[\text{NO}] = 44 \cdot 10^{-6}$ (см. рис. 3, 3). При $T_{02} = 1273$ К температура при дожигании повышается до 1960 К и $[\text{NO}] = 17 \cdot 10^{-6}$ (см. рис. 3, 4). Таким образом по сравнению с кривой 1 выход NO уменьшается более чем на порядок.

Если производить еще более глубокое охлаждение, например, до температуры смеси, равной 1000 К, то нарушается и сильно затягивается процесс дожигания. Важно отметить, что, если при температуре смеси перед дожиганием, равной 1273 К, процесс дожигания по кинетическому расчету завершается за время порядка 1 мс, то при температуре смеси, равной 1000 К, за время, большее 15 мс, по расчету еще не достигается самовоспламенения смеси.

Кроме расчета, время дожигания смеси определено экспериментально. В лаборатории горения газов ИХФ АН СССР Ю. П. Петровым по нашей просьбе на ударной трубе измерены времена завершения реакции в смесях, сильно разбавленных инертным газом, при температурах, которые приняты в расчетах. Эти времена оказались меньше 1 мс.

В проведенных оценочных расчетах следует обратить внимание на следующее: при охлаждении продуктов неполного горения до $T_{02} = 1600$ К оно осуществляется практически без теплообменника за счет разбавления продуктов реакции воздухом, необходимым для дожигания до конечных продуктов. Таким образом, простая организация процесса в два этапа, для одного и того же суммарного $\alpha = 1$ приводит к уменьшению концентрации окиси азота в продуктах реакции примерно в 2 раза. При быстром охлаждении после завершения химической реакции на втором этапе сгорания с 2200 до 1960 К за 2—3 мс происходит переход с кривой 2 на кривую 3 (см. рис. 3). В последующие моменты времени образование NO сильно замедляется и к 15 мс будет составлять $60 \cdot 10^{-6}$

против $[\text{NO}] \sim 250 \cdot 10^{-6}$ при одноступенчатом процессе горения смеси состава $\alpha = 1$.

В газотурбинных установках, как правило, топливно-воздушная смесь сжигается при составах, близких к стехиометрическому. Затем продукты реакции охлаждаются до более низкой температуры путем разбавления их необходимым количеством воздуха. При таком режиме горения в продуктах реакции из-за высокой температуры сгорания образуется большое количество NO.

Если проводить двухступенчатое сжигание по принципу, изложенному выше, т. е. после первого этапа сжигания при $\alpha = 0,67$ охладить продукты неполного горения не в теплообменнике, а путем быстрого ввода воздуха до более низкой температуры и провести при этой температуре дожигание до конечных продуктов, то также должно получаться меньшее количество окиси азота. При этом необходимо действительно обеспечить гомогенную смесь $\alpha = 0,67$, а при вводе воздуха обеспечить быстрое и эффективное смешение, чтобы в процессе смешения не образовывалось дополнительного количества окиси азота.

Кривая 2 рис. 3 в этом случае после дополнительного ввода воздуха приблизительно соответствует $T_{\text{O}_2} = 1600 \text{ K}$ и суммарному коэффициенту избытка воздуха около $\alpha_{\Sigma} = 1$, 3' — $T_{\text{O}_2} = 1400 \text{ K}$ и коэффициенту избытка воздуха $\alpha_{\Sigma} = 1,1$, 4' — $T_{\text{O}_2} = 1273 \text{ K}$ и $\alpha_{\Sigma} = 1,25$. Еще больший ввод воздуха и охлаждение до $T_{\text{O}_2} = 1000 \text{ K}$ ($\alpha_{\Sigma} = 1,9$) сильно затягивают и нарушают процесс дожигания (см. рис. 3, 5).

Как видно из рис. 3, уменьшение выхода NO достигается не только за счет снижения температуры, но и за счет предотвращения «быстрого» образования NO в зоне химической реакции при временах $< 1 \text{ мс}$. Сравнение образования NO при двухступенчатом сжигании ведется со сжиганием в одну стадию при $\alpha = 1,0$ потому, что осуществить устойчивое одноступенчатое сжигание при $\alpha > 1$ при низких начальных температурах затруднительно. Если вводится подогрев исходной смеси до значительно более высокой температуры, то тем самым повышается температура горения и вновь будет увеличиваться скорость образования NO. После дожигания следует добавить такое количество воздуха, которое сделает приемлемой температуру продуктов для газовой турбины. При этом процессе NO практически не будет образовываться из-за низкой температуры.

До сих пор совсем не рассматривалось влияние турбулентности на протекание химических реакций образования NO. В литературе по этому поводу имеются разноречивые экспериментальные данные, свидетельствующие, с одной стороны, об увеличении скорости образования NO при горении углеводородов, а с другой — об ее уменьшении. Для выяснения влияния турбулентности на процесс образования NO при горении проведен приближенный расчет горения водорода, где кинетика более ясна, чем в случае углеводородов. Такие расчеты, учитывающие реальные мгновенные значения пульсаций скорости, температур и концентраций, можно сделать в предположении одномерной турбулентности [7]. Результаты расчета представлены на рис. 4. Здесь приведены данные, относящиеся к содержанию водорода 8,5% в воздухе при давлении 0,5 ата. На оси абсцисс указан масштаб поперечного размера камеры сгорания, а на оси ординат — концентрация атомарного кислорода для времени реакции 10 мс и разной среднеквадратичной пульсационной скорости. Видно, что с увеличением турбулентности растет скорость распространения пламени (пламя охватывает больший поперечный размер), но максимум концентрации атомарного кислорода падает в 1,5—2 раза. При неизменной температуре это означает соответственно, меньшую скорость образования окиси азота. Таким образом, теоретические расчеты позволяют предположить, что с увеличением степени турбулентности выход окиси азота должен падать.

В данной работе рассмотрен только теоретический аспект вопроса. В дальнейшем было бы крайне важно (хотя, вероятно, достаточно трудно) найти нужные конструктивные формы, отработать процесс и проверить правильность теоретических положений. Авторы отдают себе отчет, что при расчетах многие реальные физико-химические процессы горения не рассматривались, но надеются, что явления описаны качественно правильно.

Поступила в редакцию
11/ХІІ 1980

ЛИТЕРАТУРА

1. Я. Б. Зельдович, П. Я. Садовников, Д. А. Франк-Каменецкий. Окисление азота при горении. М.—Л.: Изд-во АН СССР, 1947.
2. F. Bachmaier, K. H. Eberius, T. Just. Comb. Sci. Techn., 1973, 7, 77.
3. В. Я. Басевич, С. М. Когарко, М. Г. Нейгауз. Изв. АН СССР, Сер. химическая, 1976, 1, 42.
4. В. Я. Басевич, С. М. Когарко, Г. А. Фурман. Изв. АН СССР, 1972, 10, 2371.
5. Л. В. Гурвич и др. Термодинамические свойства индивидуальных веществ. М.: Изд-во АН СССР, 1962.
6. В. Т. Гонтковская, А. Г. Мержанов, Н. И. Озерская.—В сб.: Химическая физика процессов горения и взрыва. Кинетика химических реакций. Черноголовка, 1977.
7. В. Я. Басевич, В. П. Володин и др. ФГВ, 1978, 14, 5.

ИНГИБИРОВАНИЕ ВОДОРОДНО-ВОЗДУШНЫХ ПЛАМЕН ПРИ ВЫСОКИХ ДАВЛЕНИЯХ

В. С. Бабкин, А. В. Вьюн

(Новосибирск)

Особенность механизма ингибирования газовых пламен состоит в том, что элементарные процессы основной реакции горения находятся в тесной связи с процессами ингибирования. Это определяет потенциальную возможность использования явления ингибирования как метода изучения кинетического механизма и метода управления скоростью горения, соответствующим образом изменяя параметры процесса и подбирая состав смеси и ингибиторы. При этом важно общее давление смеси, облегчающее протекание тримолекулярных процессов. При ингибировании такими процессами могут быть: рекомбинация радикалов топлива или окислителя (например, $H + H + M \rightarrow H_2 + M$), процессы прямого ингибирования ($H + Br + M \rightarrow HBr + M$ в системе $H_2 - O_2$), рекомбинация радикалов ингибитора ($Br + Br + M \rightarrow Br_2 + M$), процессы каталитической рекомбинации ($H + SO_2 + M \rightarrow HSO_2 + M$ в системе $H_2 - SO_2$) и т. д.

Таким образом, при вариациях давления можно ожидать появления ряда специфических эффектов. Работы [1—5], посвященные данному вопросу, подтверждают эту точку зрения. В [1,2] показано, что эффективность ингибирования метано-воздушных и метано-кислородных пламен добавками пентакарбонила железа резко снижается при уменьшении давления ниже атмосферного. В работе [3] установлено, что степень уменьшения скорости пламени 7,25%-ной этилено-воздушной смеси при добавках метила бромистого, метила йодистого, метилена бромистого и дихлорметана непрерывно снижается при изменении давления от 0,1 до 0,0176 МПа. Ранее авторами показано, что влияние небольшой (до 0,2%)