



液体火箭发动机中的 燃 烧

[苏联] IO. X. 沙烏洛夫、M. O. 列尔涅尔著



国防工业出版社

液体火箭发动机中的燃烧

[苏联]Ю. X. 沙烏洛夫、M. O. 列尔涅尔著

金如山译 朱宁昌校



国防工业出版社

1965

內 容 簡 介

本书叙述燃烧室中的工作过程和燃烧理論的基本原理,同时也討論了火焰中的化学反应动力学、燃烧不稳定性及液体火箭发动机中的物理-化学过程模拟的問題。

本书可适用于工业部門的工程师以及有关专业的研究生和高等技术学校的高年級学生。

ТОРЕНИЕ В ЖИДКОСТНЫХ РАКЕТНЫХ ДВИГАТЕЛЯХ

[苏联] Ю. Х. Шаулов, М. О. Лернер

Оборонгиз 1961

*

液体火箭发动机中的燃燒

金如山譯

朱宁昌校

*

国防工业出版社出版

北京市书刊出版业营业许可证出字第 074 号

新华书店北京发行所发行 各地新华书店經售

国防工业出版社印刷厂印装

*

850×1168¹/₃₂ 印張 7 174 千字

1965 年 2 月第一版 1965 年 2 月第一次印刷 印数: 0,001—2,200 册

統一书号: 15034·787 定价: (科八一1) 1.50 元

目 录

代表符号.....	6
序.....	7
第一章 化学反应动力学基础.....	9
§ 1. 活化能.....	9
§ 2. 单分子反应.....	14
§ 3. 双分子反应.....	17
§ 4. 原子及基的复合反应.....	19
§ 5. 鏈式反应.....	21
1. 不分枝鏈反应.....	22
2. 分枝鏈反应.....	24
3. 简并分枝鏈反应.....	27
§ 6. 鏈自燃.....	28
§ 7. 热自燃.....	30
第二章 均相燃烧与非均相燃烧.....	33
§ 1. 澤利多維奇及弗兰克-卡麦涅茨基正常火焰速度理論①.....	35
§ 2. 正常火焰速度与可燃混气参数的关系.....	40
1. 正常火焰速度与压力的关系.....	40
2. 正常火焰傳播速度与溫度的关系.....	41
3. 正常火焰速度与混气成分的关系.....	43
4. 不同添加剂对火焰速度的作用.....	44
§ 3. 火焰傳播界限理論.....	47
§ 4. 正常火焰鋒的稳定性.....	53
§ 5. 紊流燃烧与爆震燃烧.....	64
1. 紊流燃烧.....	64

① 原文中《火焰傳播速度》，本书按原文譯出——譯者注。

2. 两相混气的着火	63
3. 喷雾燃料的燃烧	80
4. 爆震理论基础	82
第三章 火焰中的化学反应动力学	87
§ 1. 火焰锋的结构	87
§ 2. 研究火焰中的化学反应动力学的方法	94
§ 3. 含有氮氧化物的混气燃烧	97
1. 一氧化氮的生成及分解动力学	98
2. 火焰中一氧化氮的分解	99
3. $\text{NO} + \text{H}_2$ 火焰中的反应机理	101
4. 火焰中二氧化氮的分解	103
§ 4. 双焰燃烧	103
1. 一氧化氮混气着火的临界条件	110
2. 火焰中反应的自抑制效应	111
第四章 混气形成	118
§ 1. 燃料雾化	119
1. 燃料输送系统中液体的运动	119
2. 液滴形成机理	120
3. 雾化特性	125
4. 雾化过程的模拟	129
§ 2. 燃料蒸发	131
1. 液滴等温蒸发	131
2. 液滴群蒸发	137
§ 3. 混合	139
§ 4. 着火延迟	144
1. 确定着火延迟的方法	145
2. 影响着火延迟的因素	147
第五章 稳定燃烧状态	150
§ 1. 一般概念	150
§ 2. 实验研究	162
第六章 燃烧过程的不稳定性	167
§ 1. 低频不稳定性的分析	173
1. 燃烧室方程式	174

2. 組元沿导管运动方程式·····	176
3. 稳定性边界的确定·····	179
§ 2. 《室内》不稳定性·····	183
§ 3. 高频不稳定性的分析·····	185
燃烧室微分方程式·····	186
§ 4. 具有管道中分布参数的系統不稳定性分析·····	190
§ 5. 謝尔金不稳定性判据·····	194
§ 6. 燃烧过程不稳定性的实验研究·····	196
1. 滞后时间的测量·····	197
2. 实验观察·····	201
第七章 燃烧过程的模拟·····	203
§ 1. 物理-化学相似理論的基本原理·····	205
§ 2. 双組元液体火箭发动机的相似条件·····	214
参考文献·····	218

代表符号

E ——活化能;	η ——动力粘性系数;
R ——通用气体常数;	γ ——绝热指数;
v ——容积;	M ——马赫(Мах)准则;
p ——压力;	Re ——雷诺(Рейнольдс)准则;
k ——化学反应速率常数;	Pe ——贝克莱(Пекле)准则;
τ^* ——受激分子生存时间;	We ——韦伯(Вебер)准则;
u ——化学反应速率; 火焰传播速度;	Nu ——努塞特(Нуссельт)准则;
u_b ——相对于燃烧产物的火焰速度;	Pr ——普朗特(Прандтль)准则;
u_n ——正常火焰速度;	D ——达姆克列尔(Дамкелер)准则;
Z ——碰撞总数;	Fr ——傅鲁德(Фруа)准则;
W_0 ——活化中心生成速率;	Ka ——卡门(Карман)准则;
f ——链分枝速率常数;	v ——流速;
g ——断链速率常数;	x ——空间座标;
Φ ——放热速率;	β ——蒸发系数;
Q ——反应热效应;	σ ——换热系数;
λ ——导热系数;	δ ——破碎尺度;
c ——比热; 浓度;	C^* ——特征速度;
ρ ——密度;	n ——相互作用指数。
α ——导温系数;	注脚符号:
δ ——预热区;	$г$ ——气体; 燃烧剂;
T_b ——着火温度;	$к$ ——燃烧室;
T_r ——燃烧温度;	ϕ ——喷嘴;
f/v ——火焰表面积与容积之比;	c ——尾喷管;
t ——时间;	o ——氧化剂;
τ ——感应期; 滞后时间;	b ——贮箱;
μ ——流量系数;	$кр$ ——临界截面;
r_c ——(喷嘴的)喷口半径;	n ——流动;
$r_{вх}$ ——喷嘴进口孔半径;	——字母上端的横线表示平均值或
G ——流量;	稳态值;
Δp ——压降;	p ——算子形式的微分表示符号;
ν ——运动粘性系数;	s ——拉氏变换的变量复数。

序

本书叙述在液体火箭发动机中进行的工作过程以及均相混气燃烧理论的基本原理。书中讨论了已公认的化学动力学原理，分析了火焰传播的一些基本规律性。要对火箭发动机燃烧室中两相混气燃烧时出现的复杂物理-化学现象进行研究和解释，就需要这些火焰传播规律性的知识。

在发动机中，由于流体动力学特性使燃烧景象发生剧烈地畸变，在这里，化学过程的动力学经常占次要的地位。热量和物质的交换过程，限制了燃烧过程的速率及其进一步的强化。可以用引入总的時間特征的方法，来研究控制这种复杂燃烧过程的规律性。稳定性的流体动力学理论就是运用这种参量的一个例子。

除了这些问题以外，书中还讨论发动机中的混气形成过程，以及物理化学过程的相似理论的基本原理。

本书对系统叙述一些基本原理作了尝试，这些基本原理，对于建立严整的液体火箭发动机的燃烧理论，是有重要意义的。由于本书篇幅所限，对某些问题作了简化分析。

本书是根据苏联及外刊上发表的文献资料写成的。书中列入的各种构造、燃料以及燃料系统的例子，均取自外刊文献。

本书作者对苏联科学院通讯院士 A. C. 普列德沃季捷列夫 (Предводителев) 教授表示深切的谢意，因为他撰写了第二章第五节^①第二小节“两相混气的着火”，同时，向所有对本书内容提出意见的读者，也将表示谢意。

① 原文中誤为第二章第二节——校者注。

第一章 化学反应动力学基础

§ 1. 活化能

化学动力学是物理化学的一个分支，是关于化学反应速率的学说，燃烧及火焰传播的理论都是建立在这学说的基础上。燃烧——首先是一个在高温下进行的放热化学反应。因此，在这里叙述一些化学动力学的基本原理是适当的。

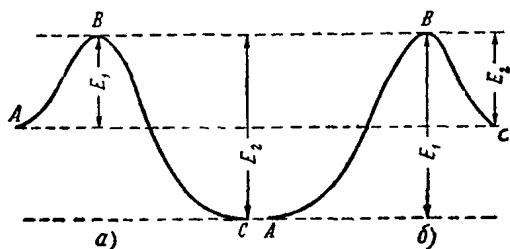


图 1 能垒示意图①：

a—放热反应；b—吸热反应。

表征参加反应的分子反应能力的基本值，是该化学反应的活化能。要发生化学反应，参与相互作用的分子，应具有一个最低限度的能量，这能量称为活化能。它能够削弱或者破坏起始物分子的键，然后，可能生成能位更为稳定的新键，这些新键导致最终反应产物的生成。

为明显起见，在化学反应中，分子位能的变化可用图线说明（图 1）。为发生化学反应，分子应具有某个为削弱或断裂其现存键所必需的最小能量 E_1 。获得这一能量，从而也就克服了某个能垒 AB 后，分子转变为最终产物（点 c），并放出能量。当 $E_1 < E_2$

① 原文此图上缺一“c”字——译者注。

时(图 1, a), 总的反应热效应是正的(放热反应), 当 $E_1 > E_2$ 时(图 1, b), 反应吸热地进行(吸热反应)。

饱和分子的活化能相当大, 通常有几十大卡。例如, 生成水的反应 $E = 45$ 大卡/克分子。对饱和分子与基的反应, 活化能为 10 大卡左右; 而对原子与基的反应, 活化能实际上等于零。

温度的增高显著地提高化学反应速率, 并引起分子内各原子之间键的松弛或完全破坏。根据化学变化的分子(碰撞)机理, 可以解释温度增高时, 化学反应速率的迅速增长。在无规则的热运动中, 反应气体的各分子互相碰撞, 但化学反应仅仅是由于有效碰撞的结果才发生。

由气体分子运动论可知, 一秒钟内每个分子平均经受 10^{10} 次的碰撞。假如每次碰撞时, 分子相互起反应, 那末任何化学反应都应当瞬时地进行完毕。事实上, 并非分子的所有碰撞都导致化学反应。例如, 碘化氢 HI ^① 分解时, 在 $2 \cdot 10^{17}$ 次分子碰撞中, 仅有一次碰撞引起分解成氢与碘的反应。已经证明: 对实际化学反应的发生, 只有反应分子的碰撞是不够的; 必须在相碰的瞬间, 起始物各分子具有一定的能量, 该能量足以削弱在反应中被扯裂的键。

无效碰撞之所以大量存在, 是因为要发生化学反应, 必须是具有一定速度的, 亦即具有一定能量的分子发生碰撞。只有那些相碰分子的能量大于某一最小能量值 E 的碰撞才会导致化学反应。这个必不可少的能量也就是活化能。

在双分子反应情况下, 活化能就是两个互撞分子的动能之和。分子的化学稳定性使化学反应不容易发生。

化学反应速率随温度变化的关系, 可用速率常数为 k 的著名阿雷尼乌斯(Аррениус)公式来表示:

$$k = Be^{-\frac{E}{RT}}, \quad (1.1)$$

① 原文中元素碘用“J”表示, 按习惯改用“I”——校者注。

式中 E ——活化能;
 R ——通用气体常数;
 T ——温度。

B 值表征与分子运动速度成正比的总碰撞数, 而分子运动速度则正比于 $\sqrt{T}$:

$$B = \text{常数} \cdot \sqrt{T}。$$

由统计物理学观点看来, 阿雷尼乌斯公式中的指数项 $e^{-\frac{E}{RT}}$ 乃是能量大于 E 的那部分分子 (分子分额)。下表列出不同温度时 $e^{-\frac{E}{RT}}$ 的数值 (见表 1)。

应该指出, 阿雷尼乌斯定律是更为一般的、麦克斯韦-玻尔兹曼 (Максвелл-Больцман) 统计定律的特殊情况, 这统计定律给出能量按分子数的分布规律。

对反应速率常数方程 (1.1) 取自然对数后, 得

$$\ln k = -\frac{E}{RT} + \ln B。 \quad (1.2)$$

表 1 碘化氢分解反应的活化分子分额随温度变化的关系 $2\text{HI} = \text{H}_2 + \text{I}_2$, $E = 43$ ① 大卡/克分子

$T^\circ\text{K}$	$e^{-\frac{E}{RT}}$
288	$6.7 \cdot 10^{-20}$
500	$7.7 \cdot 10^{-20}$
1000	$2.8 \cdot 10^{-10}$
1500	$4.2 \cdot 10^{-7}$
2000	$1.7 \cdot 10^{-5}$

因为在首次近似中, 可设 B 为与温度无关的常数, 则

$$\ln k = -\frac{E}{RT} + \text{常数}。 \quad (1.3)$$

① 拟应为“45 大卡/克分子”——校者注。

将函数 $\ln k = f\left(\frac{1}{T}\right)$ 作图, 得出倾角的正切为

$$\operatorname{tg} \alpha = -\frac{E}{R}$$

的直线(图2)。由此, 可用图线法来确定活化能数值。

作为一个例子, 图2示出碘化氢 HI 的生成反应与分解反应的 $\lg k$ 随 $\frac{1}{T}$ 的变化关系曲线。活化能数值, 可以由在两个温度 T_1

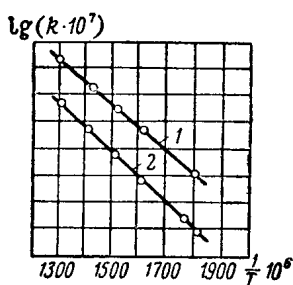


图2 碘化氢生成反应及分解反

应的 $\lg k$ 与 $\frac{1}{T}$ 的关系①:

与 T_2 下的两个反应速率常数 k_1 ①— $\text{H}_2 + \text{I}_2 = 2\text{HI}$; $E = 40$ 大卡/克分子;

与 k_2 的实验值得出: ②— $2\text{HI} = \text{H}_2 + \text{I}_2$; $E = 45$ 大卡/克分子②。

$$\ln k_1 = \text{常数} - \frac{E}{RT_1},$$

$$\ln k_2 = \text{常数} - \frac{E}{RT_2}.$$

用减法消去常数项, 得

$$2.3 \lg \frac{k_1}{k_2} = \frac{E}{R} \left(\frac{1}{T_2} - \frac{1}{T_1} \right),$$

由上式, 认为 $R \approx 2$ 大卡/克分子③,

$$E = 4.6 \lg \frac{k_1}{k_2} \cdot \frac{1}{\frac{1}{T_2} - \frac{1}{T_1}}. \quad (1.4)$$

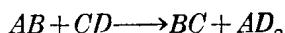
按照埃林格(Эйринг)经验定则[1], 对两个双原子分子的反

① 原文此图没有标出纵座标——译者注。

② 原文此数值与表1中所列不一致——译者注。

③ 此处应该是 $R \approx 2$ 卡/克分子·度 $= 2 \times 10^{-3}$ 大卡/克分子·度。因此, 由式(1.4)所求得的 E 值, 其单位将是卡/克分子——校者注。

应



活化能数值为

$$E = \frac{1}{4}(D_{AB} + D_{CD}), \quad (1.5)$$

式中 D_{AB} 及 D_{CD} ——相应分子的离解能(见表2)。

表2 双原子气体的离解能[183]

分 子	离解能 大卡/克分子	分 子	离解能 大卡/克分子
H ₂	103.242	N ₂	225.1
O ₂	117.946	Hcl	102.104
Cl ₂	57.080	HBr	86.577
F ₂	37.000	HI	70.487
N ₂	225.1	BeO	121.652
HCl	102.104	BO	175.0
HBr	86.577	BeH	53.000
HI	70.487	LiH	57.700
OH	103.0	AlO	133.500
CO	256.189	BF	196.000

澤利多維奇(Зельдович)及沃叶沃德斯基(Воеводский)[2]指出,吸热反应的活化能,可以由反应热效应及其逆向放热反应的活化能之和来确定。

卤族元素分子与氢分子反应的活化能的实验值,与按照埃林格经验定则计算的数据相一致(见表3)。

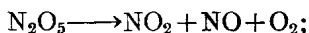
表3 反应活化能的计算值与实验值[1]

反 应	活化能 E 值 大卡/克分子	
	实 验 值	计 算 值
$H_2 + I_2 = 2HI$	40	40
$H_2 + Br_2 = 2HBr$	>43	43
$H_2 + ICl = HI + HCl$	>34	42

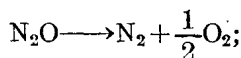
§ 2. 单分子反应

只有一种起始物质經受改变的、即沒有第二种組元参与下发生物质自行分解的化学变化，称为单分子反应。这种反应的例子有：

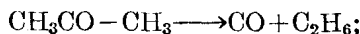
五氧化二氮分解^①



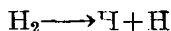
一氧化二氮分解



丙酮分解



氢离解



以及其他反应。

沒有外界作用而发生的放射性物质自发衰变，亦是单分子反应的一个例子。在光作用下的光化分解反应亦可归于这种反应类型。总的說来，单分子反应的数目比較少。

設有 a 克分子起始物质，在時間 t 內，其中有 x 克分子发生了反应，而 $(a-x)$ 克分子尚未反应。于是反应速率

$$\frac{dx}{dt} = k(a-x).$$

分离变量，得

$$\frac{dx}{a-x} = kdt,$$

积分后

① 此式写的是总的反应方程式。实际上单分子分解是按方式 $\text{N}_2\text{O}_5 \longrightarrow \text{NO}_3 + \text{NO}_2$ 进行的，并同时发生双分子的过程 $\text{NO}_3 + \text{NO}_2 = \text{NO}_2 + \text{NO} + \text{O}_2$ ——原文校者注。

$$-\ln(a-x) = kt + C, \quad (1.6)$$

式中 C ——积分常数。

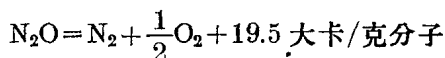
运用起始条件: 当 $t=0$ 时, $x=0$, 定出 $C = -\ln a$, 此后, 代入 (1.6) 式, 得

$$-\ln(a-x) = kt - \ln a,$$

由此得出

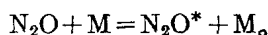
$$k = \frac{1}{t} \ln \frac{a}{a-x}. \quad (1.7)$$

作为一个例子, 我们将比较详细地讨论一氧化二氮 N_2O 的分解反应。反应按方程

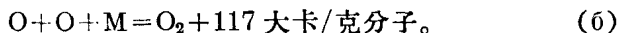
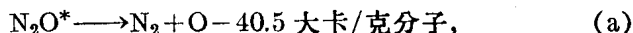


进行, 同时放出热量。

通过与其他分子碰撞时, 能量的重新分配, N_2O 分子获得能量:



受激分子的分解反应, 分阶段进行^①:



反应(a)的吸热性很大, 要求较大的活化能, 其数值为 53 大卡/克分子。

N_2O^* 的分解反应是单分子反应。受激的一氧化二氮分子具有为断裂其一个化学键所必需的能量, 因而不像双分子反应或三分子反应那样需要碰撞。受激的 N_2O^* 分子分解成氧原子 O 及氮分子 N_2 , 具有一定的几率。这几率以受激分子平均生存时间 τ^* 或速率常数

① 此处只简略地讨论一氧化二氮的热分解机理——原文校者注。

$$k = \frac{1}{\tau^*}$$

来表征。

这个过程的特点在于： N_2O^* 的分解不是在任何其他分子的作用影响下也不是在碰撞时发生的；而是在分子自由运动期间内，由于单个分子内部发生某些过程的结果所引起。

化学反应速率与受激的（即富有能量的）一氧化二氮分子 N_2O^* 的浓度成正比。受激分子的生成速率可以用关系式

$$u = Z_{N_2O+M} e^{-\frac{53000}{RT}} \quad (1.8)$$

来表示，式中 Z_{N_2O+M} — N_2O 与系统内任何分子的总碰撞数。在这种情况下，受激分子与任何其他分子的碰撞，促使其放出多余能量而转变为普通分子。

在反应进行时，在很短的一段时间（比反应时间小得很多）内，自动地建立起所谓的稳态，在这种状态下，活性分子^①的生成速率等于 N_2O^* 分解为氮和氧的反应速率与去活速率之和，亦即等于这些活性分子所经受的碰撞数目。

当受激分子的分解并不显著改变其浓度（与平衡浓度相比较）的条件下，反应速率可用如下关系式表示：

$$u = \frac{1}{\tau^*} e^{-\frac{53000}{RT}} n, \quad (1.9)$$

式中 τ^* ——受激分子的生存时间；

$e^{-\frac{53000}{RT}} n$ ——受激分子数。

对其他多原子分子分解的单分子反应而言，受激分子的生存时间比上述的大一至二个数量级。

金谢利乌德（Гиншельвуд）曾研究过温度为 900°C 时，在金质表面上的一氧化二氮分解反应，他的实验数据（见表 4）证实了一

① 具有足够的能量储备并能以一定几率发生单分子反应的分子称为活性分子。