

ТУРБУЛЕНТНОСТЬ РЕАЛЬНЫХ ГАЗОВ.

БЛАГОРОДНОЕ УРАВНЕНИЕ ГАЗОВОЙ ДИНАМИКИ

Юрий Михайлович Кочетков, д.т.н.

Получено уравнение состояния для реальных газов, использующее новую интерпретацию второго начала термодинамики. Получены и объяснены с термодинамической точки зрения границы нейтральных областей химически активных газов.

The equation of a condition for the real gases, using new interpretation of the second beginning of thermodynamics is received. Are received and explained from the thermodynamic point of view of border of neutral areas of chemically active gases.

Ключевые слова: турбулентность, реальный газ, термодинамическое состояние, химическая активность.

Keywords: turbulence, real gas, a thermodynamic condition, chemical activity.

Современные требования к ракетной науке отличаются высоким уровнем ее качества. Да! Ракеты летают. Но все еще очень много времени и сил требуется на их отработку. Используется очень много дорогостоящей эмпирики, так как основные уравнения сохранения либо применяются не корректно, либо они настолько приближены, что их необходимо подправлять путем пополнения экспериментальными коэффициентами. Все еще в ракетной технике сильна традиционность. Конечно! Столько лет потратили на построение моделей и громоздких программ расчета, а теперь их надо серьезно корректировать. По-человечески в такой ситуации чувствуешь себя неудобно. Какой необходимо сделать для себя вывод? Нужно открыто идти к новым качественным достижениям и составлять свои методики - программы с возможностью присутствия в них на выходе некой производной, позволяющей их дорабатывать с течением времени. Побольше надо в себе сомневаться и не считать себя ученым всех времен и народов. Найдутся люди, которые укажут тебе на твое место. Скромность, но неподдельная, кичащаяся, а нормальная, человеческая, христианская, не дающая ущемлять качество, а преодолевать крикливость и зависть.

Естественный вопрос. Можно ли критиковать классиков, гениев или нет? Можно и даже нужно. На то они и классики, что не ограждены бетонными заборами, выстроенными "заботящимися" о них современниками, а открыты для обсуждения и глубокого анализа, а их достижения являются сами по себе монолитными железобетонными заборами против псевдонауки.

Понятно, что замахнуться на устои всегда требует огромного мужества, но это надо делать. И пусть эти устои тысячи раз проверены и казались бы незабываемыми, но если новое их уточняет (не дай Бог опровергает), то это - достойно уважения. Мы часто пользуемся уравнением Менделеева-Клапейрона. Но мы же знаем, что оно для идеального газа. Все мы преклоняемся перед гигантом Леонардом Эйлером, но его уравнение движения не является вязким и сжимаемым, то есть не для реальных газов. Кажется, что уравнение Навье-Стокса является пределом научного достижения и вожделием любого газодинамика, но оно выведено для так называемого "замороженного" газа и, строго говоря, не учитывает реальных свойств продуктов сгорания. А второе начало термодинамики? Почему все критикуют Клаузиуса за гипотезу тепловой смерти Вселенной? Может потому, что этому великолепному закону была дана не совсем точная интерпретация? В общем, Граждане Ученые! Не молитесь на Гениев как на Бога. Гении - тоже люди и, как правило, люди скромные и небогатые. Для них основное богатство - творчество и "Божья слеза", которая ниспадает на них, оставляя человечеству нетленные знания. Они тоже ошибаются, но реже, чем мы, простые люди. Все-таки будем смотреть на некоторые достижения науки критически, и искать среди уже сделанного, не учтенное. То, что позволит приблизить-

ся еще больше к реальности. А именно, в нашем случае попробуем приблизиться к реальному газу, продуктам сгорания в РД. К их закономерностям и тем самым хоть на немножко может быть снизим затраты на отработку и создание изделий нашей российской ракетной науки и техники.

Анализ уравнения состояния Менделеева-Клапейрона

Это уравнение для идеального газа. Когда говорят, что это такое за понятие - идеальный газ, то отвечают - это такой газ, который подчиняется закону Менделеева-Клапейрона. Закон является обобщением великолепных работ Гей-Люссака, Бойля-Мариотта и Шарля. В основе его лежит константа Больцмана и число Авогадро:

$$\frac{PV}{T} = R.$$

Когда говорят о реальных газах, то часто пользуются субъективным выражением Ван-дер-Ваальса, учитывающим объем, занимаемый молекулами и внутреннее давление, обусловленное взаимным притяжением этих молекул. Это так называемые поправки. Есть и другие уравнения, и другие обоснования поправок, но это, последнее, пожалуй, самое популярное.

В работе [1] дано определение: "Все реальные газы являются парами тех или иных жидкостей и чем ближе газ к переходу в жидкое состояние, тем больше его свойства отклоняются от свойств идеального газа". Это определение очень удобно для анализа и, оно позволяет проследить перманентность при исследовании процессов.

При выводе основного соотношения будем отталкиваться от законов термодинамики.

В работе [2] при анализе второго начала термодинамики было показано, что энтропия всегда больше газовой постоянной. Предельное нижнее значение энтропии достигается при условии равновесия термодинамической системы, при равенстве ее газовой постоянной R . При этом $d(S/R) = 0$. Или $(S = R)$. Что это означает? Это означает то, что и

$$\frac{PV}{ST} \cdot \frac{RT}{PV} = \frac{R}{S} = \Sigma.$$

Последнее равенство характеризует сжимаемость реального газа [1] (идеальный газ - несжимаемый). Другими словами характеризовать реальный сжимаемый газ можно, зная величину Σ :

$$\frac{PV}{ST} = \Sigma \frac{PV}{RT}.$$

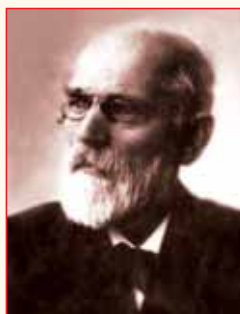
Где взять эту величину? Конечно из эксперимента. И еще: конечно, можно получить это уравнение, правильно рассчитав энтропию. Последнее уравнение не случайно содержит среди членов энтропию. Именно энтропия характеризует реальный термо-



Дмитрий Иванович Менделеев



Бенуа Поль Эмиль Клайперон



Йоханнес Дидерик Ван-дер-Ваальс



Жозеф Луи Гей-Люссак

динамический процесс. Она ответственна за релаксацию при термодинамических процессах.

В первом приближении попробуем установить связь энтропии с другим очень важным параметром - показателем адиабаты k .

Запишем уравнение (1-2)^{го} начала термодинамики для равновесного случая:

$$TdS = dU + PdV.$$

Здесь можно предложить одно искусственное преобразование. Во-первых, введем под дифференциал dS величину газовой постоянной, обезразмерив при этом энтропию, а затем умножим и разделим это отношение на температуру. Получим под дифференциалом отношение связанной энергии ST к большому термодинамическому потенциалу RT :

$$RTd \frac{ST}{RT} = \frac{1}{k-1} R dT - \frac{RT}{P} dP.$$

Далее преобразуем:

$$d \frac{S}{R} = d \ln \frac{T^{\frac{1}{k-1}}}{P} \text{ или } d \frac{S}{R} = d \ln \frac{T^{\frac{k}{k-1}}}{P}.$$

Получим известное соотношение для изоэнтропического и адиабатического процессов. Делая одновременно умножение и деление на PV/T , получаем:

$$d\Sigma = d \frac{1}{\ln \frac{T^{\frac{k}{k-1}}}{P}}.$$

В результате интегрирования этого уравнения получаем:

$$\Sigma = \frac{1}{\ln \frac{T^{\frac{k}{k-1}}}{P}}.$$

Относительные значения

$$\bar{T} = \frac{T}{T_{кр}} \text{ и } \bar{P} = \frac{P}{P_{кр}}$$

можно вычислить, используя из [3-6] табличные значения.

Анализ уравнения импульсов

В работе [7] было получено уравнение импульсов для реальных термодинамических систем, учитывающее релаксационные процессы, происходящие с продуктами сгорания РД:

$$\frac{d\vec{j}}{d\tau} = -\text{grad}P + \frac{4}{3} \nu \text{grad} \text{div} \vec{j} - \nu \text{rot} \text{rot} \vec{j} - P \text{grad} \ln \left(\rho^{\frac{k+1}{k-1}} \cdot e^{-\frac{Q_p \cdot ST}{RT}} \right).$$

В последнем члене за градиентом стоит величина, являющаяся логарифмом константы равновесия и при ее постоянстве этот член пропадает, а уравнение соответствует уравнению Навье-Стокса. Ранее автором было показано [2], что последний член пропадает при "замороженном" или "равновесном" течениях.

Очевидно, что последний член уравнения содержит энталь-

пию образования вещества, которая в общем случае представлена значением Q_p . Тогда видно, что под экспонентой находится потенциал Гиббса G . Если учесть особенности операции "grad ln" и то, что потенциал Гиббса линейно связан с потенциалом Гельмгольца, то в последнем члене вместо разности $(Q_p - ST)$ может стоять величина свободной энергии

$$F = G - RT = Q_p - RT - ST.$$

Свободная энергия (потенциал Гельмгольца) также однозначно отражает интенсивность химической реакции и чем больше потенциал Гельмгольца, тем эта интенсивность больше. Записав потенциал в виде разности внутренней и связанной энергий

$$F = U - ST,$$

учитывая результаты анализа второго начала термодинамики [2], получаем возможное максимальное значение свободной энергии:

$$F_{\max} = U - RT.$$

Если потенциал Гельмгольца минимален (равен нулю), то реакции в системах прекращаются и уравнение импульсов превращается в уравнение Навье-Стокса.

Определим границу, где прекращаются реакции. Для этого приравняем правую часть потенциала к нулю

$$U - ST = 0.$$

Из молекулярно-кинетической теории [8] следует, что

$$U = 3/2RT.$$

Тогда, если

$$ST = 3/2RT, \text{ то}$$

$$[1/(k-1)]RT - (3/4)RT = 0 \text{ и } k = 5/3 = 1,666...$$

Аналогичное решение получается и при равенстве потенциала Гиббса нулю.

Это означает, что, начиная с показателя адиабаты $k = 1,666...$ химические процессы в термодинамической системе прекращаются. Действительно, показатель адиабаты $k \approx 1,67$ соответствует нейтральным газам восьмой группы периодической системы химических элементов Дмитрия Ивановича Менделеева. Это газы: гелий (He), неон (Ne), аргон (Ar), криптон (Kr), ксенон (Xe) и радон (Rn). Эти газы еще называют благородными. Они имеют заполненную атомарную структуру и по определению не имеют валентных электронов. Химическая активность этих газов равна нулю и при соприкосновении с любыми химически активными газами, реакции между ними не произойдет. Интересно было посмотреть, есть ли еще газы, обладающие свойством $k > 1,666...$ Оказывается есть. В таблицах того же справочника [3] и в [4, 5] приводятся значения показателей $\chi = C_p/C_v$ некоторых распространенных химически активных газов в зависимости от давления и температуры. Анализ показывает, что, начиная с некоторых значений P и T_u всех газов есть области пересечения адиабаты $k = 1,666...$

Отношение теплоёмкостей $\chi = C_p/C_v$ азота (N ₂) при различных температурах и давлениях			
T, K	1 атм	10 атм	100 атм
100	1,424	-	-
140	1,410	1,526	-
180	1,406	1,462	-
220	1,403	1,437	1,85
260	1,402	1,424	1,65
300	1,401	1,417	1,566
350	1,400	1,411	1,512

Отношение теплоёмкостей $\chi = C_p/C_v$ аммиака (NH ₃) при различных температурах и давлениях			
T, K	1 атм	10 атм	100 атм
320	1,308	1,410	-
340	1,298	1,356	-
360	1,304	1,343	-
400	1,277	1,315	-
460	1,260	1,279	1,668
520	1,232	1,258	1,447
580	1,230	1,243	1,333

Отношение теплоёмкостей $\chi = C_p/C_v$ водорода (H_2) при различных температурах и давлениях			
T, K	1 атм	10 атм	100 атм
30	1,736	-	-
50	1,684	1,913	-
70	1,655	1,738	2,256
90	1,611	1,655	1,945
110	1,563	1,536	1,768
130	1,521	1,500	1,654
150	1,488	1,461	1,579

Отношение теплоёмкостей $\chi = C_p/C_v$ воздуха при различных температурах и давлениях			
T, K	1 атм	10 атм	100 атм
120	1,4166	1,6395	-
140	1,4119	1,5350	-
160	1,4089	1,4896	-
180	1,4071	1,4648	-
200	1,4057	1,4489	2,1376
240	1,4040	1,4313	1,7439
280	1,4024	1,4214	1,6094
300	1,4017	1,4177	1,5711

Отношение теплоёмкостей $\chi = C_p/C_v$ кислорода (O_2) при различных температурах и давлениях			
T, K	1 атм	10 атм	100 атм
220	1,403	1,441	2,120
260	1,400	1,425	1,721
300	1,396	1,414	1,599
350	1,391	1,403	1,526
400	1,382	1,391	1,478

Отношение теплоёмкостей $\chi = C_p/C_v$ метана (CH_4) при различных температурах и давлениях			
T, K	1 атм	10 атм	100 атм
215	1,33	1,32	3,84
225	1,33	1,32	2,54
235	1,32	1,32	2,03
250	1,32	1,32	1,74
280	1,31	1,31	1,54
300	1,3	1,31	1,48
350	1,28	1,29	1,4

Отношение теплоёмкостей $\chi = C_p/C_v$ пропана (C_3H_8) при различных температурах и давлениях			
T, K	1 атм	10 атм	100 атм
240	1,80	-	-
260	1,125	-	-
280	1,106	-	-
300	1,143	-	-
340	1,111	1,169	-
360	1,109	1,147	-
400	1,097	1,124	-
440	1,088	1,112	1,519

Отношение теплоёмкостей $\chi = C_p/C_v$ двуокиси углерода (CO_2) при различных температурах и давлениях			
T, K	1 атм	10 атм	100 атм
220	1,349	-	-
250	1,324	1,416	-
300	1,293	1,352	-
350	1,271	1,305	2,40
400	1,254	1,276	1,630
450	1,241	1,256	1,463
500	1,230	1,241	1,387

Отношение теплоёмкостей $\chi = C_p/C_v$ окиси углерода (CO) при различных температурах и давлениях			
T, K	1 атм	10 атм	100 атм
280	1,402	1,424	1,698
300	1,401	1,420	1,633
350	1,399	1,414	1,542
400	1,396	1,406	1,494

Получается, что в определенной области параметров P и T кислород и другие весьма активные газы становятся нейтральными. Мо-

Отношение теплоёмкостей $\chi = C_p/C_v$ этилена (C_2H_4) при различных температурах и давлениях			
T, K	1 атм	10 атм	100 атм
320	1,22	1,21	2,29
330	1,22	1,21	1,79
340	1,21	1,20	1,57
350	1,21	1,20	1,45

жет быть этот феномен, являющийся следствием анализа потенциала Гельмгольца, сможет объяснить многие неравновесные процессы в химической термодинамике, например, процесс воспламенения топлива? И еще! Может быть, есть термодинамические области у нейтральных газов, где они становятся химически активными ($k < 1,666...$)? Формально, в соответствии с приведенными в работах [3, 7] таблицами для благородных газов (гелия и аргона) границами этой области можно считать: $T = 100$ К и $P = 1$ МПа для первого газа, а $T = 100$ К и $P = 0,1$ МПа - для второго.

Тогда можно объяснить реакции того же криптона с другими

Отношение теплоёмкостей $\chi = C_p/C_v$ гелия (He) при различных температурах и давлениях			
T, K	1 атм	10 атм	100 атм
100	1,6684	1,6650	1,6502
220	1,6693	1,6693	1,6622
300	1,67	1,6686	1,6640
400	1,67	1,666	1,6655
600	1,67	1,6677	1,6666
800	1,67	1,6688	1,662
1000	1,67	1,6688	1,6673
1200	1,67	1,6688	1,662
1500	1,67	1,6688	1,6673

Отношение теплоёмкостей $\chi = C_p/C_v$ аргона (Ar) при различных температурах и давлениях			
T, K	1 атм	10 атм	100 атм
100	1,627	-	-
120	1,678	-	-
140	1,675	-	-
160	1,674	1,803	-
180	1,675	1,759	-
200	1,674	1,740	2,021
240	1,673	1,711	2,328
260	1,671	1,709	2,17

веществами и появление таких соединений как дифторид криптона KrF_2 , тетрафторид криптона KrF_4 и криptonат бария $BaKrO_4$. Итак, получается, что уравнение Навье-Стокса справедливо только для благородных газов. По аналогии с уравнением Эйлера, которое часто называют идеальным, последнее можно называть благородным уравнением. **□**

Литература

1. Г.А. Мухачев, В.К. Щукин. Термодинамика и теплопередача // М. Высшая школа, 1991.
2. Ю.М. Кочетков. Турбулентность. Новая интерпретация второго начала термодинамики и теорема векторного анализа о соотношении движений // Двигатель №5, 2016.
3. Таблицы физических величин. Справочник под ред. акад. И.К. Кикоина // М. Атомиздат, 1976.
4. В.В. Сычёв, А.А. Вассерман, В.А. Загорученко и др. Термодинамические свойства метана // М. Изд. стандартов. 1979 г.
5. В.В. Сычёв, А.А. Вассерман, Е.А. Головский и др. Термодинамические свойства этилена // М. Изд. стандартов. 1980 г.
6. А.М. Шехтман. Газодинамические функции реальных газов // М. Энергоатомиздат. 1988 г.
7. Ю.М. Кочетков. Турбулентность. Вывод уравнения импульсов из начал термодинамики // Двигатель №3, 2016.
8. А.К. Кикоин, И.К. Кикоин. Молекулярная физика // М. Наука, 1976.

Связь с автором: swgeorgiy@gmail.com