

Министерство общего и профессионального
образования Российской Федерации
ИРКУТСКИЙ ГОСУДАРСТВЕННЫЙ УНЕВЕРСИТЕТ

ОПРЕДЕЛЕНИЕ ПОКАЗАТЕЛЯ АДИАБАТЫ ВОЗДУХА

Методические рекомендации

Иркутск 1999

Печатается по решению научно- методического совета
Иркутского государственного университета

Кратко рассматриваются теория теплоемкостей газов и один из методов определения показателя адиабаты. Студентам предлагается экспериментально определить показатель адиабаты воздуха.

Предназначены для студентов 1 и 2 курсов естественных факультетов.
Библиогр.4 назв. Ил.2. Табл. 2.

Составитель: к.ф.-м.н. Глазунов О.О.,
(кафедра общей и космической физики),
Царегородцев Ю.П.

Рецензент к.ф.-м.н., доц. Дорохова Л.И.

Лабораторная работа

ОПРЕДЕЛЕНИЕ ПОКАЗАТЕЛЯ АДИАБАТЫ ВОЗДУХА

Цель работы:

Знакомство с теорией теплоемкостей газов и одним из методов определения показателя адиабаты.

Краткая теория

Одной из важнейших тепловых характеристик газов является теплоемкость. Для газов различают удельную и молярную (мольную) теплоемкость.

Удельной теплоемкостью газа (c) называется величина, численно равная количеству теплоты, которое необходимо сообщить единице массы (m) газа, чтобы увеличить его температуру на один градус К:

$$c = (1/m) \cdot (dQ/dT).$$

Молярной теплоемкостью газа (C) называется величина, численно равная количеству теплоты, которое необходимо сообщить одному молю (ν) газа, чтобы увеличить его температуру на один градус К:

$$C = (1/\nu) \cdot (dQ/dT).$$

Обозначим через μ молярную массу газа. Отношение $m/\mu = \nu$ дает число молей. Тогда: $C = \mu \cdot c$. Удобство применения молярной теплоемкости объясняется тем, что 1 моль любого идеального газа содержит одинаковое число частиц, внутренняя энергия которых от массы частиц не зависит. Поэтому в дальнейшем будем пользоваться понятием молярной теплоемкости и называть ее просто теплоемкостью.

Для газов величина теплоемкости существенно зависит от условий нагревания, т.е. от характера термодинамического процесса. Обычно определяют C для 2-х элементарных изопроцессов:

C_p - теплоемкость при изобарном процессе ($p = \text{const}$);

C_v - теплоемкость при изохорном процессе ($v = \text{const}$).

При этом всегда: $C_p > C_v$. Для доказательства этого неравенства обратимся к первому началу термодинамики.

Первое начало термодинамики можно сформулировать следующим образом: при бесконечно малом процессе количество теплоты dQ переданное системе затрачивается на изменение ее внутренней энергии dU и на работу dA , совершаемую системой над внешними силами: $dQ = dU + dA$.

По определению теплоемкости:

$$C = (1/\nu) \cdot (dQ/dT) = (1/\nu) \cdot (dU/dT + dA/dT), \text{ где элементарная работа } dA = pdV.$$

При изохорном процессе ($V=\text{const} \Rightarrow dV=0 \Rightarrow dA=0$) - $C_v = (1/\nu) \cdot (dU/dT)$, при изобарном процессе ($p=\text{const}$) - $C_p = C_v + (1/\nu) \cdot p \cdot (dV/dT)$. Опыт показывает, что при постоянном давлении увеличение температуры газа приводит к увеличению его объема. Следовательно, $(dV/dT) > 0$ и $C_p > C_v$. Физический смысл доказанного неравенства заключается в том, что при изохорном процессе все подводимое тепло идет только на увеличение внутренней энергии газа, а при изобарном часть тепла тратится и на совершение работы.

В дальнейшем, все зависимости будут выведены для идеального газа. Используя его уравнение состояния $PV = \nu RT$ (R - универсальная газовая постоянная) легко показать, что: $C_p = C_v + R$. Это выражение называется уравнением Майера.

В природе часто реализуется **адиабатный** процесс - процесс, проходящий без теплообмена системы с окружающей средой. Уравнение для адиабаты идеального газа в термодинамических (P, V) координатах имеет следующий вид: $P \cdot V^\gamma = \text{const}$, где $\gamma = C_p/C_v$ - **показатель адиабаты**. Следовательно, для описания адиабатного процесса нужны не отдельные значения теплоемкостей газа, а только их отношение. Очевидно, что $\gamma > 1$. Кроме того, γ зависит только от сорта газа (**числа степеней свободы** - числа независимых координат, определяющих положение молекулы в пространстве). Покажем это.

Внутренняя энергия идеального газа $U = (i/2) \cdot \nu RT$, где i - число степеней свободы молекулы газа. Тогда,

$$C_v = (1/\nu) \cdot (dU/dT) = (i/2) \cdot R;$$

$$C_p = C_v + R = (i/2) \cdot R + R = (i+2) \cdot R/2;$$

$$C_p/C_v = (i+2)/i.$$

В случае одноатомного газа положение одного атома в пространстве определяется 3-мя координатами (x, y, z) , т.е. $i=3$.

Если имеется 2 независимых атома, то для определения их положения в пространстве требуется $2 \cdot 3 = 6$ координат. Если же между двумя атомами существует жесткая связь, то расстояние между ними изменяться не может и для определения положения 2-х связанных атомов в пространстве требуется только $(2 \cdot 3) - 1 = 5$ координат.

Для N атомной молекулы число степеней свободы равно: $i = (3 \cdot N) - f$, где f - количество связей между атомами в молекуле, обеспечивающих ее жесткость. Легко посчитать, что для $N > 2$ i всегда равно 6.

Поэтому по значениям теплоемкостей все газы разделяются на три сорта: одноатомные $\gamma = 1.67$, двухатомные $\gamma = 1.40$ и многоатомные $\gamma = 1.33$.

Опыты показывают, что при не очень низких и не очень высоких температурах большинство газов имеют значения теплоемкостей весьма близких к теоретическим вычислениям. Для примера в таблице приведены экспериментальные значения γ некоторых двухатомных газов и воздуха при атмосферном давлении и $T = 300$ К.

Газ	O ₂	N ₂	H ₂	CO	Воздух
γ	1,396	1,401	1,405	1,401	1,4017

При высоких температурах теплоемкости оказываются большими, а при низких - меньшими теоретически вычисленных значений.

Описание установки

Установка состоит из стеклянного баллона 1 (см. рис.), соединенного с манометром 2, краном 3 и резиновой грушей 4. Груша служит для накачивания воздуха в баллон. На шланге 6 имеется зажим 5, предотвращающий утечку воздуха из баллона после его накачки. Манометр измеряет разность давлений внутри и вне баллона. Кран 3 может соединять баллон с атмосферой.

Пусть первоначально в баллоне было атмосферное давление (при этом $h=0$) и комнатная температура. Процесс выполнения работы можно условно разбить на два этапа, каждый из которых включает в себя адиабатный и изохорный процесс.

1-ый этап:

При закрытом кране 3 накачиваем в баллон небольшое количество воздуха и зажимаем шланг зажимом 5. При этом давление и температура в баллоне повысятся. Это адиабатный процесс.

Со временем давление в баллоне начнет уменьшаться вследствие того, что газ в баллоне начнет охлаждаться за счет теплообмена через стенки баллона. При этом величина h будет уменьшаться. Это изохорный процесс.

Выждав, когда температура воздуха внутри баллона сравнится с температурой окружающего воздуха, запишем показание манометра h_1 .

2-ой этап:

Теперь откроем кран 3 на 1-2 секунды. Воздух в баллоне будет адиабатно расширяться до атмосферного давления. При этом температура в баллоне понизится.

Затем кран 3 закроем. Со временем давление в баллоне начнет увеличиваться вследствие того, что газ в баллоне начнет нагреваться за счет теплообмена через стенки баллона. При этом будет увеличиваться величина h . Это изохорный процесс.

Выждав, когда температура воздуха внутри баллона сравнится с температурой окружающего воздуха, запишем показание манометра h_2 .

Для каждой ветви 2-х этапов можно написать соответствующие уравнения адиабаты и изохоры. Получится система уравнений, которые включают в себя определяемую величину γ (см. приложение). Приближенное решение их приводит к следующей расчетной формуле для γ :

$$\gamma = h_1 / (h_1 - h_2)$$

Порядок выполнения работы

1. Изучить теорию, провести измерения h_1 и h_2 , повторяя опыт 10 раз ($n=10$).
2. Результаты измерений и вычислений занести в таблицу:

Таблица 2.

n	h_1 , мм	h_2 , мм	$h_1 - h_2$, мм	γ

3. Вычислить абсолютную погрешность измерения γ .

Контрольные вопросы

1. Что называется удельной теплоемкостью, молярной теплоемкостью? Какова связь между ними. В каких единицах они измеряются?
2. В чем состоит первое начало термодинамики?
3. Почему $C_p > C_v$?
4. Как записывается уравнение состояния идеального газа?
5. Какой процесс называется адиабатным?
6. Что называется числом степеней свободы движения молекул?
7. Как зависят C_p и C_v от числа степеней свободы?
8. Почему h_1 устанавливается не сразу после того, как накачивают воздух в баллон?
9. Вывести расчетную формулу метода для γ :

Рекомендуемая литература

1. Грабовский Р.И. Курс физики. М. 1963.
2. Зисман Г.А., Годес О.М. Курс общей физики. М. 1974. т.1.
3. Савельев И.В. Курс общей физики. М. 1982. т.1.
4. Таблицы физических величин. Справочник. Под ред. акад. Кикоина И.А. М. 1976.

Приложение

Пусть P_0 и T_0 - давление и температура окружающей среды. Для вывода расчетной формулы для γ потребуются уравнение адиабаты и изохоры:

$$(T)^\gamma/(P)^{\gamma-1} = \text{const}; P/T = \text{const}.$$

После проведения 1 этапа опытов в баллоне будут следующие значения термодинамических параметров:

$$P_1 = P_0 + h_1 \text{ и } T_0.$$

Очевидно, что при этом P_0 и h_1 должны быть выражены в одинаковых единицах.

Опишем второй этап опытов. После проведения в опыте адиабатного расширения газа в атмосферу термодинамические параметры системы станут P_0 и T_x (T_x - неизвестная температура). Тогда, используя уравнение адиабаты, получим:

$$(T_0)^\gamma/(P_0 + h_1)^{\gamma-1} = (T_x)^\gamma/(P_0)^{\gamma-1}. \quad (1)$$

Конечные термодинамические параметры системы будут:

$$P_2 = P_0 + h_2 \text{ и } T_0.$$

Используя уравнение изохоры для последнего процесса второго этапа, получим:

$$(P_0)/(T_x) = (P_0 + h_2)/(T_0). \quad (2)$$

Таким образом, мы имеем два уравнения (адиабаты и изохоры) для двух неизвестных (T_x и γ). Преобразуем уравнение (1) к виду:

$$(1 + h_1/P_0)^{\gamma-1} = (1 + \Delta T/T_x)^\gamma, \quad (3)$$

где введено обозначение $\Delta T = T_0 - T_x$. Так как $(h_1/P_0) \ll 1$ и $(\Delta T/T_0) \ll 1$, то решение уравнений можно упростить Разлагая обе части равенства (3) в ряд по биному Ньютона и ограничиваясь членами первого порядка малости, получим:

$$(\gamma - 1) * (h_1/P_0) = \gamma * (\Delta T/T_0). \quad (4)$$

Решая уравнение (2) относительно T_x и подставляя его выражение в ΔT уравнения (4) получаем уравнение, содержащее только γ . Разрешив его относительно γ получим искомую расчетную формулу:

$$\gamma = h_1/(h_1 - h_2)$$

*Глазунов Олег Олегович,
Алексеева Лариса Ивановна,
Васильева Нина Павловна*

Определение показателя адиабаты воздуха

Подписано в печать . Формат 60X90 1/16.
Бумага писчая. Печать офсетная. Гарнитура Times.
Усл.печ.л. 0,8. Уч.-изд. л. 0,7. Тираж 50 экз. План 1999г. Поз.

Редакционно- издательский отдел
Иркутского государственного университета