

**МИНИСТЕРСТВО ОБРАЗОВАНИЯ И НАУКИ  
РОССИЙСКОЙ ФЕДЕРАЦИИ**

**КАЗАНСКИЙ ГОСУДАРСТВЕННЫЙ  
АРХИТЕКТУРНО-СТРОИТЕЛЬНЫЙ УНИВЕРСИТЕТ**

**МОЛЕКУЛЯРНАЯ ФИЗИКА И ТЕРМОДИНАМИКА**

Лабораторная работа № 79

**ИЗУЧЕНИЕ АДИАБАТНОГО ПРОЦЕССА**

Методические указания  
к лабораторным работам по физике для студентов  
всех направлений подготовки

Казань  
2014

УДК 539.1;536  
ББК 22.36;22.317  
П64

П64 Молекулярная физика и термодинамика. Лабораторная работа № 79. Изучение адиабатного процесса: Методические указания к лабораторным работам по физике для студентов всех направлений подготовки / Сост. Л. И. Потапова.– Казань: Изд-во Казанск. гос. архитектур.-строит. ун-та, 2014. – 11 с.

Печатается по решению Редакционно-издательского совета Казанского государственного архитектурно-строительного университета

В данной лабораторной работе используется компьютерная модель «Открытая физика 1.1», разработанная фирмой «Физикон», с помощью которой проводятся измерения параметров термодинамической системы.

В работе рассмотрены закономерности адиабатного процесса в идеальном газе. Методом компьютерного моделирования экспериментально подтверждаются закономерности адиабатического процесса и определяются показатель адиабаты, количество степеней свободы и структуры молекул газа в данной модели.

Рис. 1; табл. 3.

Рецензент

Профессор кафедры химии и инженерной экологии в строительстве  
Казанского государственного архитектурно-строительного университета  
**Е.В. Сагадеев**

УДК 539.1;536  
ББК 22.36;22.317

© Казанский государственный  
архитектурно-строительный  
университет, 2014

© Потапова Л.И., 2014

## ТЕОРЕТИЧЕСКАЯ ЧАСТЬ

Состояние системы имеет фиксированные значения макроскопических параметров, описывающих систему в целом. Параметры, характеризующие систему в целом, называются параметрами состояния. Примерами являются температура, давление, объем и т.д.

Уравнение состояния идеального газа (уравнение Менделеева-Клапейрона):

$$pV = \frac{M}{\mu}RT, \quad (1)$$

где  $\mu$  – молярная масса;  $M$  – масса газа;  $T$ ,  $p$ ,  $V$  – температура, давление, объем газа;  $R = 8,31 \frac{\text{Дж}}{\text{моль К}}$  – универсальная газовая постоянная.

## РАВНОВЕСНЫЕ ПРОЦЕССЫ В ГАЗАХ

Состояние термодинамической системы, при котором все ее параметры состояния сколь угодно долго остаются неизменными при неизменных внешних условиях, называется **равновесным**.

Переход термодинамической системы из одного состояния в другое называют **термодинамическим процессом** (или **процессом**). При этом изменяется хотя бы один из параметров состояния. Процесс, состоящий из ряда последовательных равновесных состояний, называется **равновесным**. Всякий реальный процесс протекает с конечной скоростью. Следовательно, все реальные процессы неравновесные.

Процесс, протекающий при постоянном объеме ( $V = \text{const}$ ), называют **изохорическим (изохорным)**. Поскольку  $V = \text{const}$ , то элементарное изменение объема  $dV = 0$ , и элементарная работа газа описывается уравнением:

$$dA = P \cdot dV = 0, \quad (2)$$

т.е. при этом процессе газ не совершает механической работы. Тогда первый закон термодинамики в дифференциальной форме запишется:

$$dQ_V = dU. \quad (3)$$

Следовательно, *при изохорическом процессе количество теплоты, сообщенное газу, полностью расходуется на изменение его внутренней энергии.*

Количество теплоты, переданное или отданное термодинамической системе, определяется через ее теплоёмкость. **Теплоёмкость** – это физическая величина, измеряемая количеством теплоты, которую необходимо сообщить для нагревания системы на один градус. Очевидно, что количество теплоты, необходимое для нагревания системы на один градус, зависит от массы вещества, поэтому вводят понятие удельной и молярной теплоёмкости. **Удельная теплоёмкость**  $c$  характеризуется количеством теплоты, необходимым для повышения температуры единицы массы вещества на один градус. **Молярная теплоёмкость**  $C_\mu$  – это количество теплоты, требуемое для повышения температуры одного моля вещества на один градус. Эти теплоёмкости связаны между собой соотношением:

$$C_\mu = \mu c, \quad (4)$$

где  $\mu$  – молярная масса.

Если одному молю вещества сообщить количество теплоты  $dQ_\mu$  и при этом его температура изменится на  $dT$  градусов, то по определению

$$C_\mu = \frac{dQ_\mu}{dT}. \quad (5)$$

Теплоёмкость зависит от внешних условий, при которых происходит нагревание термодинамической системы. Различают теплоёмкости при постоянном давлении (изобарная теплоёмкость) и при постоянном объёме (изохорная теплоёмкость). Обозначим молярную изохорную теплоёмкость через  $C_{\mu V}$ . Согласно выражению (5), она равна:

$$C_{\mu V} = \frac{dQ_{\mu V}}{dT} = \frac{dU_\mu}{dT}, \quad (6)$$

так как из формулы (3) следует, что  $dQ_{\mu V} = dU_\mu$ . Из формулы (6) получаем, что

$$dU_\mu = C_{\mu V} dT. \quad (7)$$

Для нахождения внутренней энергии одного моля вещества надо проинтегрировать выражение (7), т.е.

$$U_\mu = \int_0^T C_{\mu V} dT. \quad (8)$$

В широком температурном интервале теплоёмкость вещества зависит от температуры. Однако в не слишком широких интервалах температур она остаётся постоянной. Тогда теплоёмкость  $C_{\mu V}$  можно вынести за знак интеграла. Тогда

$$U_\mu = C_{\mu V} T. \quad (9)$$

Для произвольной массы вещества  $M$  внутренняя энергия  $U$  равна внутренней энергии  $U_\mu$  одного моля, умноженной на число молей  $\nu = M / \mu$ , т.е.

$$U = \nu U_\mu = \frac{M}{\mu} C_{\mu V} T. \quad (10)$$

Процесс, происходящий при неизменном давлении ( $P = \text{const}$ ), называется **изобарическим (изобарным)**. Работу газа при увеличении объема от  $V_1$  до  $V_2$  находим по формуле:

$$A = \int_{V_1}^{V_2} P \cdot dV = P \int_{V_1}^{V_2} dV = P(V_2 - V_1), \quad (11)$$

так как  $P = \text{const}$ , то ее вынесли за знак интеграла. Первый закон термодинамики в дифференциальной форме с учётом, что  $dA = P \cdot dV$ , запишется в виде:

$$dQ = dU + P \cdot dV. \quad (12)$$

Молярная изобарная теплоёмкость  $C_{\mu P}$  равна

$$C_{\mu P} = \frac{dQ_{\mu P}}{dT}. \quad (13)$$

Найдем связь между  $C_{\mu P}$  и  $C_{\mu V}$  для идеального газа. Используя выражение (12) для одного моля газа, запишем, что  $dQ_{\mu P} = dU_\mu + P \cdot dV$ . Тогда (5) запишется в виде:

$$C_{\mu P} = \frac{dU_\mu}{dT} + \frac{P \cdot dV}{dT} = C_{\mu V} + P \frac{dV}{dT}, \quad (14)$$

поскольку  $\frac{dU_\mu}{dT} = C_{\mu V}$ . Для нахождения слагаемого  $P \frac{dV}{dT}$  воспользуемся уравнением Менделеева-Клапейрона. Для одного моля ( $M/\mu = 1$ ) имеем  $PV = RT$ . Отсюда  $V = RT/P$ . Дифференцируя это выражение по  $T$ , находим:  $\frac{dV}{dT} = \frac{R}{P}$ , так как  $P = \text{const}$ . Подставляя это выражение в (14), получаем:

$$C_{\mu P} = C_{\mu V} + R. \quad (15)$$

Соотношение (15) носит название **уравнения Майера**. Из него следует, что теплоемкость при изобарическом процессе больше, чем при изохорическом процессе.

## Связь теплоемкости идеального газа со степенями свободы молекул

Сравнивая выражения  $U_{\mu} = \frac{i}{2}RT$  и  $U_{\mu} = C_{\mu V} T$ , находим, что молярная изохорная теплоемкость равна:

$$C_{\mu V} = \frac{i}{2}R, \quad (16)$$

где  $i$  – число степеней свободы молекулы. Молярную изобарную теплоемкость находим, воспользовавшись уравнением Майера (15) и формулой (16):

$$C_{\mu P} = \frac{i+2}{2}R. \quad (17)$$

**Число степеней свободы** системы называют *числом независимых механических движений, в которых может участвовать система, или число независимых координат, которые определяют положение системы в пространстве.*

Поступательное движение всегда дает 3 степени свободы.

Вращательное движение дает 2 степени свободы для линейной молекулы и 3 степени свободы, если атомы в молекуле не расположены на одной линии.

Колебательное движение дает  $2n_{\text{КОЛ}}$  степеней свободы, где  $n_{\text{КОЛ}}$  – количество независимых колебаний атомов в молекуле (у двухатомной молекулы  $n_{\text{КОЛ}} = 1$ ).

Если молекулу считать жесткой, то для одноатомных газов  $i = 3$ , для двухатомных –  $i = 5$  и для многоатомных –  $i = 6$ . Подставляя эти значения в формулы (16) и (17), можно вычислить молярные теплоемкости газов. Из опытных данных следует, что теплоемкость реальных одноатомных газов (гелий, аргон, неон и др.) близка к расчетным значениям в довольно широком температурном интервале. Теплоемкость же двухатомных и многоатомных газов близка к расчетным величинам лишь при температурах, мало отличающихся от комнатной температуры. В широком же температурном интервале наблюдается зависимость теплоемкости от температуры, в то время как с точки зрения классической теории она должна быть постоянной. Объяснение такого поведения теплоёмкости дается квантовой механикой.

Процесс, происходящий при постоянной температуре ( $T = \text{const}$ ), называют **изотермическим**.

1. Рассмотрим первый закон термодинамики для данного процесса. Внутренняя энергия идеального газа зависит только от температуры. Поэтому при постоянной температуре внутренняя энергия постоянна ( $U = \text{const}$ ), и, следовательно,  $\Delta U = 0$ . Тогда первый закон термодинамики принимает вид:

$$Q_T = A_T, \quad (18)$$

т.е. количество теплоты, сообщённое газу при изотермическом процессе, полностью превращается в работу, совершаемую газом. Выясним условия,

необходимые для проведения такого процесса. При изотермическом расширении к газу необходимо непрерывно подводить теплоту, чтобы компенсировать уменьшение внутренней энергии, происходящее вследствие совершения газом работы против внешних сил. И, наоборот, при изотермическом сжатии надо непрерывно отбирать теплоту, чтобы внутренняя энергия, следовательно, и температура, оставались постоянными. Из этого следует, что изотермический процесс необходимо проводить очень медленно, так как только в этом случае температура газа будет успевать выравниваться с температурой окружающей среды.

2. Вычислим работу, совершаемую идеальным газом, при данном процессе при изменении объёма от  $V_1$  до  $V_2$ , используя формулу:

$A_T = \int_{V_1}^{V_2} P \cdot dV$ . Зависимость давления газа от объёма и температуры находим

из уравнения Менделеева-Клапейрона:  $P = \frac{M}{\mu} \frac{RT}{V}$ . Тогда с учётом

выражения (18) имеем:

$$A_T = Q_T = \int_{V_1}^{V_2} P \cdot dV = \frac{M}{\mu} RT \int_{V_1}^{V_2} \frac{dV}{V} = \frac{M}{\mu} RT \ln \frac{V_2}{V_1}, \quad (19)$$

поскольку  $T = \text{const}$ , то её также вынесли за знак интеграла.

### **Адиабатический процесс. Уравнение Пуассона**

1. Процесс, протекающий в термодинамической системе без теплообмена с окружающей средой, называется *адиабатическим (адиабатным)*. Для практического осуществления такого процесса газ помещают в сосуд с теплоизоляционными стенками. Поскольку любой материал в той или иной степени проводит теплоту, то процесс можно считать адиабатическим лишь приближенно. Хорошим приближением к адиабатическому процессу являются быстро протекающие процессы. Кратковременность процесса приводит к тому, что система не успевает обменяться теплотой с окружающей средой. При адиабатическом процессе газ не отдаёт и не получает количество теплоты, т.е.  $dQ = 0$ . Тогда первый закон термодинамики имеет вид:

$$0 = dU + dA \quad \text{или} \quad dA = -dU, \quad (20)$$

т.е. *работа, совершаемая газом при адиабатическом процессе, производится только за счет изменения его внутренней энергии*. Если газ расширяется, то  $dV > 0$  и  $dA = P \cdot dV > 0$ . Из формул (20) следует, что  $dU < 0$ , а следовательно, температура газа понижается. Если же газ сжимается, то  $dA < 0$  и  $dU > 0$ , а его температура повышается. Этим объясняется, например, нагревание воздуха в цилиндре дизельного двигателя при его сжатии.

2. Уравнение, которое описывает адиабатический процесс, происходящий в газе, таково:

$$PV^\gamma = \text{const}, \quad (21)$$

где  $P$  – давление газа;  $V$  – объем, занимаемый газом,  $\gamma = C_{\mu P} / C_{\mu V}$  – отношение молярных теплоемкостей при изобарическом и изохорическом процессах. Это соотношение называется уравнением **Пуассона**. Уравнение Пуассона можно записать в ином виде, воспользовавшись уравнением Менделеева-Клапейрона.

Из него находим, что  $P = \frac{M}{\mu} \frac{RT}{V}$ . Подставляя это выражение в (21) и учитывая,

что величины  $M$ ,  $\mu$  и  $R$  постоянные, получаем:

$$TV^{\gamma-1} = \text{const}. \quad (22)$$

Используя выражения (16) и (17), находим:

$$\gamma = \frac{i+2}{i}, \quad (23)$$

где  $i$  – число степеней свободы молекулы. График, соответствующий уравнению Пуассона, называется **адиабатой** (рис. 1). Поскольку всегда  $\gamma > 1$ , то адиабата идет круче изотермы.

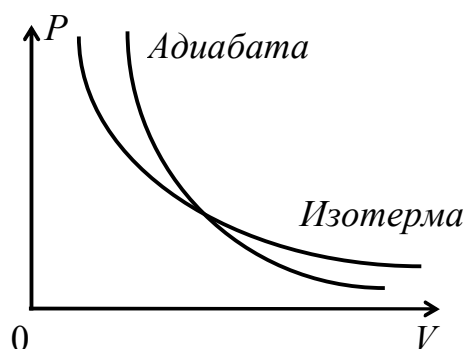


Рис. 1

## ЦЕЛЬ РАБОТЫ

- Знакомство с компьютерной моделью, описывающей адиабатический процесс в идеальном газе.
- Экспериментальное подтверждение закономерностей адиабатического процесса.
- Экспериментальное определение показателя адиабаты, количества степеней свободы и структуры молекул газа в данной модели.

## МЕТОДИКА И ПОРЯДОК ИЗМЕРЕНИЙ

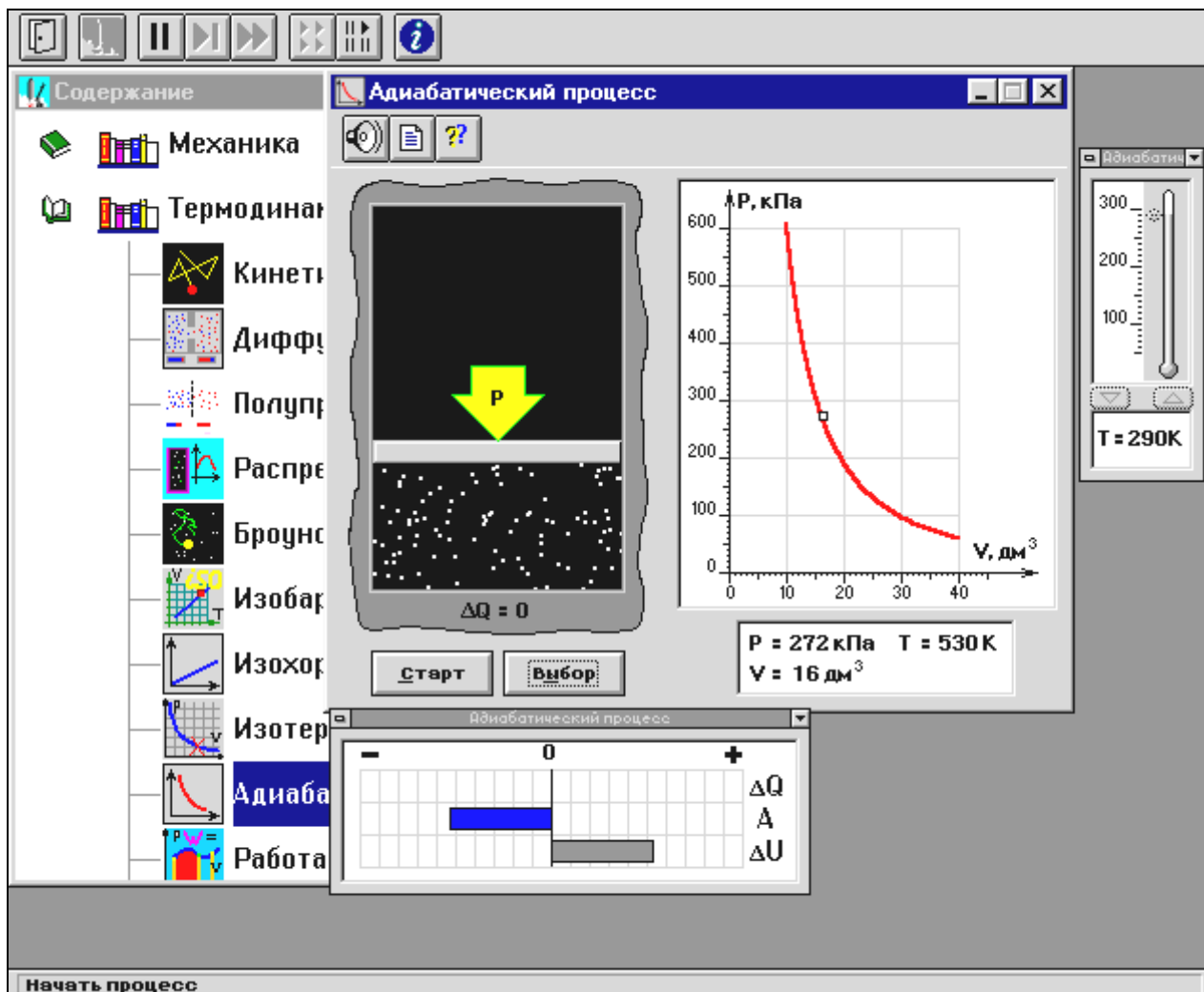
Выберите «Термодинамика и молекулярная физика», «Адиабатический процесс». Нажмите кнопку с изображением страницы во внутреннем окне. Прочитайте теорию и запишите необходимое в свой конспект лабораторной работы. Закройте окно теории, нажав кнопку с крестом в правом верхнем углу внутреннего окна.



Внимательно рассмотрите картинку на рисунке, найдите рисунок элемента, в котором реализуется адиабатический процесс, обратите внимание на его теплоизоляцию. Найдите математическую формулировку условия теплоизоляции. Ознакомьтесь с графиками в правой части изображения.

Зарисуйте необходимое в свой конспект лабораторной работы.

**Получите у преподавателя допуск для выполнения измерений.**



## ИЗМЕРЕНИЯ

Установите начальное значение объема  $V_{\text{нач}} = 40 \text{ дм}^3$  и начальную температуру  $T_1$  газа, близкую к числам из табл. 1. Для этого нажмите кнопку «ВЫБОР», переместите маркер мыши так, чтобы его острие находилось в указанной точке вблизи границы столбика на градуснике, и коротко нажмите и, удерживая левую кнопку мыши, двигайте столбик.

Нажмите мышью кнопку «СТАРТ» на экране и наблюдайте перемещение поршня на левой картинке модели и перемещение точки по красной кривой теоретической адиабаты. Попробуйте останавливать процесс нажатием кнопки «СТОП». Последующий запуск процесса осуществляется нажатием кнопки «СТАРТ».

После автоматической остановки процесса запустите его снова, нажав кнопку «СТАРТ», и останавливайте, нажимая кнопку «СТОП», когда крестик на теоретической адиабате (красная кривая) будет находиться вблизи следующих значений объема: 15, 20, 25, 30, 35 и 40 дм<sup>3</sup> (6 значений), записывая при остановке значения объема, температуры и давления в табл. 2.

Установите новое значение температуры  $T_2$ , взяв его из табл. 1, задавая  $V_{\text{нач}} = 40 \text{ дм}^3$  и повторите измерения, записывая результаты в табл. 3.

Таблица 1

**Начальные значения температуры (не перерисовывать)**

Вариант	1	2	3	4	5	6	7	8
$T_1$	50	70	100	120	140	170	200	220
$T_2$	230	240	250	260	270	280	290	300

Таблица 2 и таблица 3

**Результаты измерений**

T[K]								
V[дм <sup>3</sup> ]								
p[кПа]								

**ОБРАБОТКА РЕЗУЛЬТАТОВ И ОФОРМЛЕНИЕ ОТЧЕТА**

Постройте на одном рисунке графики экспериментальных зависимостей логарифма давления от логарифма объема для обеих адиабат (указав на них начальные температуры).

Для каждой адиабаты определите по графику экспериментальное значение показателя, используя формулу  $\gamma = -\frac{\Delta(\ln p)}{\Delta(\ln V)}$ .

Определите число степеней свободы молекулы газа, исследуемого в данной компьютерной модели, используя формулу (23).

Подберите распространенный газ, структура молекулы которого близка к наблюдаемой.

Запишите ответы и проанализируйте ответы и графики.

**Вопросы и задания для самоконтроля**

1. Что такое параметры состояния системы? Какому уравнению подчиняется состояние идеального газа? Напишите его.

2. Дайте определение равновесного состояния системы. Что называют термодинамическим процессом?

3. Дайте определение теплоемкости тела. Дайте определения удельной и молярной теплоемкости.
4. Напишите формулу для теплоемкости при постоянном объеме.
5. Напишите формулу для теплоемкости при постоянном давлении.
6. Что такое число степеней свободы? Чему оно равно для одноатомной, двухатомной и трехатомной молекулы?
7. Выведите взаимосвязь теплоёмкости идеального газа со степенями свободы молекул.
8. Дайте определение изопроцесса. Перечислите известные изопроцессы.
9. Напишите уравнение первого закона термодинамики и нарисуйте  $PV$ -диаграмму изотермического процесса.
10. Вычислите работу, совершаемую идеальным газом, при изотермическом процессе.
11. Напишите уравнение первого закона термодинамики для изобарического процесса. Выведите уравнение Майера.
12. Напишите уравнение первого закона термодинамики и нарисуйте  $PV$ -диаграмму изохорического процесса.
13. Выразите внутреннюю энергию термодинамической системы при различных изопроцессах.
14. Дайте определение адиабатического процесса. Первый закон термодинамики при адиабатическом процессе.
15. Напишите уравнение Пуассона.
16. Что такое показатель адиабаты? Напишите формулу связи показателя адиабаты с числом степеней свободы молекулы идеального газа.

# **МОЛЕКУЛЯРНАЯ ФИЗИКА И ТЕРМОДИНАМИКА**

Лабораторная работа № 79

## **ИЗУЧЕНИЕ АДИАБАТНОГО ПРОЦЕССА**

Методические указания к лабораторным работам по физике  
для студентов всех направлений подготовки

Составитель Потапова Л.И.