

РАБОТА 2

ИЗУЧЕНИЕ ИЗОТЕРМИЧЕСКИХ ПРОЦЕССОВ СЖАТИЯ И РАСШИРЕНИЯ ВОЗДУХА

Цель работы: проверить выполнение закона Бойля-Мариотта при изотермических процессах.

Введение

Термодинамика имеет дело с **термодинамической системой** — совокупностью макроскопических тел, которые взаимодействуют и обмениваются энергией как между собой, так и с другими телами. Состояние системы задается **термодинамическими параметрами (параметрами состояния)** — совокупностью физических величин, характеризующих свойства термодинамической системы. Обычно в качестве параметров состояния выбирают температуру, давление и объем. Параметры состояния системы могут изменяться. Любое изменение в термодинамической системе, связанное с изменением хотя бы одного из ее термодинамических параметров, называется **термодинамическим процессом**. Макроскопическая система находится в **термодинамическом равновесии**, если ее состояние с течением времени не меняется (предполагается, что внешние условия рассматриваемой системы при этом не изменяются).

В молекулярно-кинетической теории пользуются *идеализированной моделью идеального газа*, согласно которой считают, что:

- 1) собственный объем молекул газа пренебрежимо мал по сравнению с объемом сосуда;
- 2) между молекулами газа отсутствуют силы взаимодействия;
- 3) столкновения молекул газа между собой и со стенками сосуда абсолютно упругие.

Модель идеального газа можно использовать при изучении реальных газов, так как они в условиях, близких к нормальным (например, кислород и гелий), а также при низких давлениях и высоких температурах близки по своим свойствам к идеальному газу. Кроме того, внося поправки, учитывающие собственный объем молекул газа и действующие молекулярные силы, можно перейти к теории реальных газов.

Рассмотрим законы, описывающие поведение идеальных газов.

Закон Бойля—Мариотта (был открыт английским ученым Бойлем в 1662 году и независимо от него французским физиком Мариоттом в 1676 году):

для данной массы газа при постоянной температуре произведение давления газа на его объем есть величина постоянная:

$$pV = \text{const} \quad (2.1)$$

Кривая, изображающая зависимость между величинами p и V , характеризующими свойства вещества при постоянной температуре, называется **изотермой**. Изотермы представляют собой гиперболы, расположенные на графике тем выше, чем выше температура, при которой происходит процесс (рис. 2.1).

Законы Гей-Люссака (Ж. Гей-Люссак (1778—1850) — французский ученый):

1) объем данной массы газа при постоянном давлении изменяется линейно с температурой:

$$V = V_0(1 + \alpha t) \quad (2.2)$$

2) давление данной массы газа при постоянном объеме изменяется линейно с температурой:

$$p = p_0(1 + \alpha t), \quad (2.3)$$

где t — температура по шкале Цельсия, p_0, V_0 — давление и объем при 0°C , коэффициент $\alpha = 1/273,15^\circ\text{C}^{-1}$.

Процесс, протекающий при постоянном давлении, называется **изобарным**. На диаграмме в координатах V, t (рис. 2.2) этот процесс изображается прямой, называемой **изобарой**.

Процесс, протекающий при постоянном объеме, называется **изохорным**. На диаграмме в координатах p, t (рис. 2.3) он изображается прямой, называемой **изохорой**.

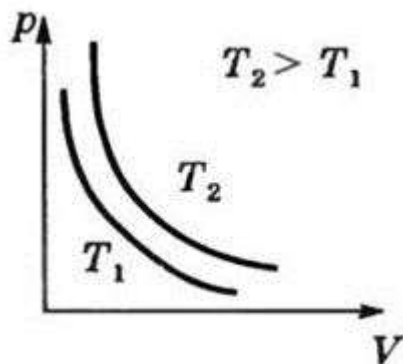


Рис. 2.1

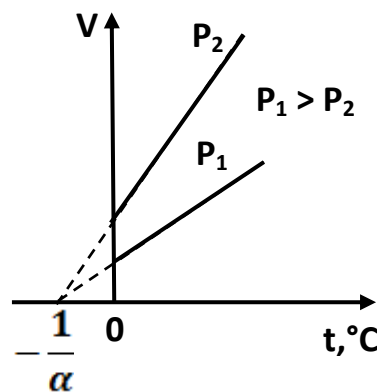
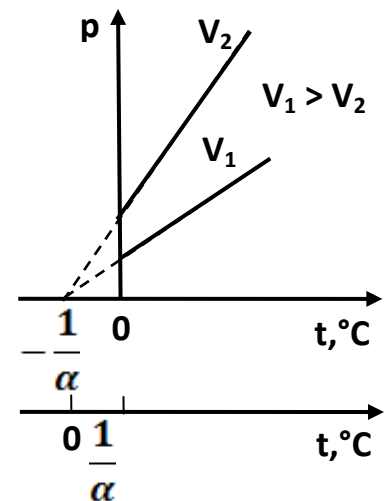


Рис. 2.2



Из (2.2) и (2.3) следует, что изобары и изохоры пересекают ось температур в точке $t = -1/\alpha = -273,15^\circ\text{C}$, определяемой из условия $1 + \alpha t = 0$. Если перенести начало отсчета в эту точку, то происходит переход к шкале Кельвина (рис. 2.3), откуда

$$T = t + \frac{1}{\alpha}$$

Вводя в формулы (2) и (3) термодинамическую температуру T , законам Гей-Люссака можно придать более удобный вид:

$$V = V_0(1 + \alpha t) = V_0 \left(1 + \alpha \left(T - \frac{1}{\alpha} \right) \right) = V_0 \alpha T,$$

$$p = p_0(1 + \alpha t) = p_0 \left(1 + \alpha \left(T - \frac{1}{\alpha} \right) \right) = p_0 \alpha T,$$

$$\frac{V_1}{V_2} = \frac{T_1}{T_2}, \quad (2.4)$$

$$\frac{p_1}{p_2} = \frac{T_1}{T_2}, \quad (2.5)$$

где индексы 1 и 2 относятся к произвольным состояниям, лежащим на одной изобаре или изохоре.

Между термодинамическими параметрами: давлением p , объемом V и температурой T существует определенная связь, называемая **уравнением состояния**, которое в общем виде даётся выражением

$$f(p, V, T) = 0,$$

где каждая из переменных является функцией двух других.

Французский физик и инженер Б. Клапейрон (1799—1864) вывел уравнение состояния идеального газа, объединив законы Бойля-Мариотта и Гей-Люссака. Пусть некоторая масса газа занимает объем V_1 , имеет давление p_1 и находится при температуре T_1 . Эта же масса газа в другом произвольном состоянии характеризуется параметрами p_2, V_2, T_2 (рис. 2.4).

Переход из состояния 1 в состояние 2 осуществляется в виде двух процессов: 1) изотермического (изотерма 1–1'), 2) изохорного (изохора 1'–2).

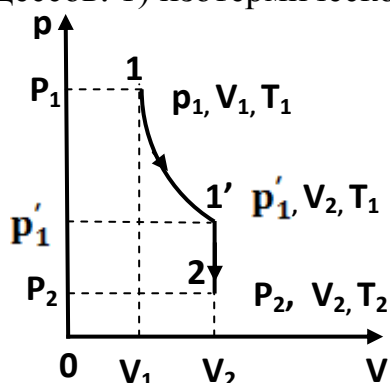


Рис. 2.4.

В соответствии с законами Бойля — Мариотта (1) и Гей-Люссака (2.5) запишем:

$$p_1 V_1 = p_1' V_2 \quad (2.6)$$

$$\frac{p_1'}{p_2} = \frac{T_1}{T_2} \quad (2.7)$$

Исключив из уравнений (2.6) и (2.7) p_1' получим

$$\frac{p_1 V_1}{T_1} = \frac{p_2 V_2}{T_2}$$

Так как состояния 1 и 2 были выбраны произвольно, то для данной массы газа величина $\frac{pV}{T}$ остается постоянной, т. е.

$$\frac{pV}{T} = B = \text{const} \quad (2.8)$$

Выражение (2.8) является **уравнением Клапейрона**, в котором B — газовая постоянная, *различная для разных газов*.

Русский ученый Д. И. Менделеев (1834—1907) объединил уравнение Клапейрона с законом Авогадро, записав уравнение (2.8) для одного моля газа, используя молярный объем V_m . Согласно закону Авогадро, при одинаковых p и T молярные объемы V_m различных газов одинаковы, поэтому постоянная B будет *одинаковой для всех газов*. Эта общая для всех газов постоянная обозначается R и называется **молярной газовой постоянной**. Уравнению

$$pV_m = RT \quad (2.9)$$

удовлетворяет лишь идеальный газ, и оно является **уравнением состояния идеального газа**, называемым также **уравнением Клапейрона — Менделеева**.

Числовое значение молярной газовой постоянной определим из формулы (9), полагая, что моль газа находится при нормальных условиях ($p_0 = 1,013 \cdot 10^5$ Па, $T_0 = 273,15$ К, $V_m = 22,41 \cdot 10^{-3}$ м³/моль):

$$R = 8,31 \text{ Дж}/(\text{моль} \cdot \text{К}).$$

От уравнения (2.9) для моля газа можно перейти к уравнению Клапейрона — Менделеева для произвольной массы газа. Если при некоторых заданных давлении и температуре один моль газа занимает молярный объем V_m , то при тех же условиях масса m газа займет объем $V = (m/M)V_m$, где M — **молярная масса** (масса одного моля вещества). Единица молярной массы — кг/моль. Уравнение Клапейрона — Менделеева для массы m газа

$$pV = \frac{m}{M}RT = \nu RT \quad (2.10)$$

где $\nu = \frac{m}{M}$ — **количество вещества**.

Часто пользуются несколько иной формой уравнения состояния идеального газа, вводя **постоянную Больцмана**:

$$k = \frac{R}{N_A} = 1,38 \cdot 10^{-23} \text{ Дж}/\text{К}$$

Исходя из этого уравнение состояния (9) запишем в виде

$$p = \frac{RT}{v_m} = \frac{kN_A T}{v_m} = nkT, \quad (2.11)$$

где $\frac{N_A}{v_m} = n$ — концентрация молекул. Таким образом, из уравнения (2.11) следует, что давление идеального газа при данной температуре прямо пропорционально концентрации его молекул (или плотности газа). При одинаковых температуре и давлении все газы содержат в единице объема одинаковое число молекул. Число молекул, содержащихся в 1 м³ газа при *нормальных условиях*, называется **числом Лошмидта** (И. Лошмидт (1821—1895) — австрийский химик и физик):

$$N_L = \frac{p_0}{kT_0} = 2,68 \cdot 10^{25} \text{ м}^{-3}$$

Если некоторое количество газа поместить в герметичный резервуар и начать его нагревать или охлаждать, сжимать или расширять – то основные параметры газа: p – давление, V – объем, T – абсолютная температура будут изменяться согласованным образом, подчиняясь основному газовому закону Менделеева-Клапейрона (2.10).

Для выполнения основного газового закона важно также, чтобы:

1. Газ был близким к идеальному (не слишком плотным);
2. Химический состав газа (или смеси газов) не менялся;
3. Процесс осуществлялся достаточно медленно, без вывода газа из равновесного состояния.

Экспериментальное изучение газовых процессов в условиях когда одновременно изменяются все три основных параметра газа p , V и T , достаточно затруднено. Гораздо легче установить количественные зависимости между двумя параметрами газа при неизменном значении других. В частности, если в процессе сжатия или расширения газа остается неизменной температура, то связь между давлением и объемом газа выражается законом Бойля – Мариотта (2.1). Реализовать изотермический процесс можно, если, например, медленно сжимать или расширять газ, помещенный в герметичный тонкостенный резервуар. При условии, что изменение объема газа происходит достаточно медленно и стенки резервуара обладают достаточной теплопроводностью, температура газа в резервуаре будет оставаться постоянной и равной температуре внешней среды. Именно такой процесс изучается в настоящей работе.

Методика выполнения работы

Проверка закона Бойля – Мариотта осуществляется с помощью герметичного сосуда-цилиндра (3), соединенного с манометром (1), регистрирующим давление внутри сосуда. При вращении винта (6) поршень (4) внутри сосуда изменяет свое положение, тем самым меняя текущий объем сосуда. Это изменение можно зафиксировать по шкале-линейке (5). Соединение сосуда с атмосферой происходит при помощи клапана (2). Измеряя давление, соответствующее различным объемам, можно проверить справедливость уравнения $pV = const$ при комнатной температуре. Схема установки приведена на рис.2.5.

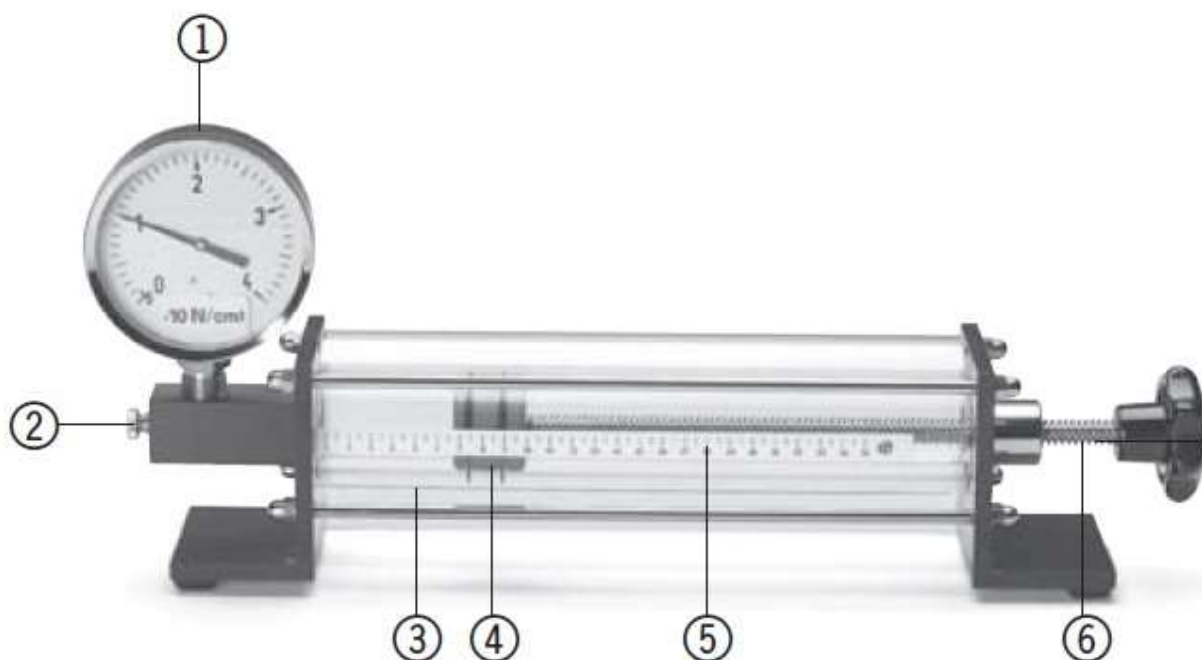


Рис.2.5. Схема установки для изучения закона Бойля – Мариотта

Таблица 2.1. Градуировочная таблица шкалы сосуда с воздухом

$s / \text{см}$	24	23	22	21	20	19	18	17	16	15	14
$V_{\text{corr}} / \text{см}^3$	309.3	296.7	284.1	271.6	259.0	246.4	233.9	221.3	208.7	196.2	183.6
$s / \text{см}$	13	12	11	10	9	8	7	6	5	4	
$V_{\text{corr}} / \text{см}^3$	171.0	158.5	145.9	133.3	120.8	108.2	95.6	83.1	70.5	57.9	

Порядок выполнения работы

1. Зарисуйте в лабораторный журнал схему установки. Заполните таблицу 2.2 «Приборы и принадлежности».

Таблица 2.2. Приборы и принадлежности

Приборы и принадлежности	Технические характеристики
Манометр	
Барометр лабораторный	
Стеклянный сосуд со шкалой	
Термометр лабораторный	

2. Заготовьте заранее в лабораторном журнале две одинаковые таблицы (табл. 3, 4) для экспериментальных данных. Таблица 2.1 должна называться: «Эксперимент по изотермическому расширению газа», таблица 2 должна называться: «Эксперимент по изотермическому сжатию газа».

3. Откройте винт манометра (2.2), установите поршень (2.4) в положение $x = 10$ см. Закрутите винт (2.2).

4. Запишите (используя градуировочную таблицу 1) в таблицу 3 объем цилиндра V , атмосферное давление P_a , давление по манометру P , комнатную температуру по термометру t_0 .

5. Уменьшая объем цилиндра, проведите измерения давления газа в сосуде еще 11 раз через каждые 1 см по шкале сосуда.

6. При верхнем положении указателя объема (21 см по шкале сосуда) откройте винт манометра. Масса газа в сосуде увеличится. Закройте винт и, уменьшая объем сосуда от деления 21 см до минимального 10 см, проведите измерения давления газа (смотрите пункт 4). Результаты запишите в таблицу 4.

7. Для всех проведенных измерений рассчитайте произведения PV .

8. Рассчитайте для одного из состояний погрешность $\Delta(PV)$. Погрешности остальных произведений будут близкими к рассчитанной.

9. По экспериментальным данным постройте две зависимости P от $1/V$ для двух различных масс газа на одном графике.

10. Из графика P от $1/V$ (по наклону полученных зависимостей), используя теоретическое значение R и среднее значение молярной массы воздуха $\mu = 29$ г/моль, определите массу используемого воздуха в сосуде для каждого опыта.

11. Напишите заключение к работе.

Таблицы 2.3 и 2.4.

Параметры	№ опыта					
	1	2	11	12
$t_0, ^\circ\text{C}$						
$V, \text{см}^3$						
$1/V, \text{см}^{-3}$						
$P_a, \text{Н/см}^2$						
$P, \text{Н/см}^2$						
$PV, \text{Н}\cdot\text{см}^3/\text{см}^2$						
$\Delta(PV), \text{Н}\cdot\text{см}^3/\text{см}^2$						

Контрольные вопросы

1. Как использовать закон Бойля – Мариотта для объяснения работы велосипедного насоса, если считать, что воздух при этом не нагревается?
2. В чем различие между реальным и идеальным газами?

3. При каких условиях газы подчиняются закону Бойля-Мариотта?
4. Как изменяется объем воздушного пузырька, поднимающегося на поверхность воды с глубины 10 м, если не учитывать поверхностное натяжение?
5. Изобразите график изотермического процесса на диаграммах (P,V) , (P,T) , (V,T) .
6. В металлическом баллоне находилась некоторая масса кислорода. Вследствие неисправности вентиля масса кислорода уменьшилась вдвое при неизменной температуре. Как изменились параметры газа?
7. Постройте графики изопроцессов в координатах (P,T) и (P,V) (рис. 6).
8. Постройте графики изопроцессов в координатах (P,T) и (V,T) (рис. 7).

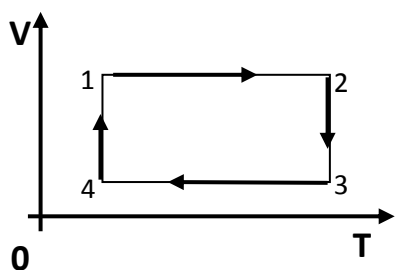


Рис. 6.

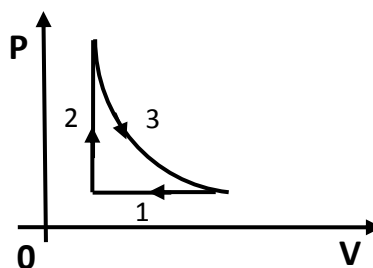


Рис. 7.

9. По полученным значениям оцените работу газа при сжатии для второго опыта.