

Санкт-Петербургский государственный университет

## **ЗАКОНЫ ИДЕАЛЬНОГО ГАЗА**

### **Описание лабораторной работы № 23 ПРОБНАЯ ВЕРСИЯ**

Разработчики описания: Т.В. Белопольская,  
Д.Ю. Иванов

Санкт-Петербург

2014

## СОДЕРЖАНИЕ

Введение.....	3
1. Некоторые вопросы теории.....	5
1.1. Опытные газовые законы .....	6
1.2. Объединённый газовый закон.....	8
1.3. Газовый термометр .....	9
2. Методика проведения эксперимента.....	13
2.1. Описание экспериментальной установки.....	13
3. Техника безопасности по работе с приборами .....	14
4. Порядок выполнения лабораторной работы .....	15
4.1. Проверка закона Бойля–Мариотта .....	15
4.2. Проверка закона Гей-Люссака .....	17
4.3. Проверка закона Шарля.....	17
5. Обработка результатов эксперимента.....	19
6. Контрольные вопросы .....	20
Список рекомендованной литературы и справочные данные .....	21

## Введение

Как устроено вещество? Этот вопрос интересовал ещё древних греков, которые в поисках ответа на него дошли до понимания о существовании мельчайших, неделимых далее частиц вещества – атомов<sup>1</sup>. Прошли века, пока стало понятно, что к формированию газов, жидкостей и твёрдых тел приводят различные способы взаимодействия между атомами. При этом выяснилось, что даже если бы их взаимодействие подчинялось хорошо известным законам классической механики<sup>2</sup>, то и в этом случае применение только этих законов из-за громадного числа частиц было бы практически бесполезным. «От законов Ньютона до свойств вещества очень много шагов и каждый шаг очень труден», – писал один из создателей квантовой электродинамики Ричард Фейнман (1918–1988) в своих знаменитых «Лекциях» [1]. Пришлось искать другие пути. Так возникла молекулярно–кинетическая теория, составившая основу *статистической физики*, которая объясняет, как из движений отдельных частиц складывается **усреднённая** эволюция системы в целом. Выводы статистической физики носят вероятностный характер, что позволяет в этом случае сблизить классическое рассмотрение с квантовым, для которого вероятность лежит в самой природе вещей.

Перспектива превращения любой гипотезы в хорошо разработанную теорию зависит от возможностей математики адекватно описать реальную ситуацию. Несмотря на кажущиеся безграничными возможности математики, очень часто они, тем не менее, оказываются недостаточными для **точного** решения физических задач. Поэтому практически для каждой такой проблемы приходится использовать упрощённое описание, которое сводится к нахождению одного или нескольких членов разложения искомого решения по малому параметру  $\varepsilon$ . Такой метод (асимптотические разложения начали применять ещё во времена Ньютона), называемый *теорией возмущений* (см.,

---

<sup>1</sup> Атом (ατομος, др.-греч.) – неделимый.

<sup>2</sup> Поведение атомов подчиняется, как известно, законам не классической, а квантовой механики.

например, [2]), позволяет вслед за решением «невозмущённой» задачи, соответствующей нулевому значению малого параметра ( $\varepsilon = 0$ ), находить путём последовательных итераций решение «возмущённой», отвечающей  $\varepsilon \neq 0$ .

Если не рассматривать плазму, вещество может находиться в трёх агрегатных состояниях. Для двух из них, газообразного и твёрдого, найти малый параметр легко: это может быть либо отношение потенциальной энергии к кинетической  $\varepsilon = W_{\text{п}}/W_{\text{к}}$  для газа ( $\varepsilon \cong 0$ , т.к.  $W_{\text{п}} \ll W_{\text{к}}$ ), либо обратное их отношение – для твёрдого тела, где  $W_{\text{к}} \ll W_{\text{п}}$ . Для жидкости, где  $W_{\text{к}} \cong W_{\text{п}}$ , такого малого параметра нет. В результате, теории газа и твёрдого тела разработаны достаточно хорошо, тогда как законченной теории жидкости не существует до сих пор.

В лабораторной работе предлагается экспериментально проверить справедливость опытных газовых законов для воздуха.

## 1. Некоторые вопросы теории

Последовательные экспериментальные исследования свойств газа начались во второй половине 17-го века, когда Роберт Бойль (1627–1691) в Англии (1661) и независимо от него Эдм Мариотт (1620–1684) во Франции (1678) выяснили, что при постоянной температуре произведение давления ( $p$ ) газа на его объём ( $V$ ) есть величина постоянная:  $pV = \text{const}$ . Потом последовали другие экспериментальные газовые законы, каждый из которых имел дело только с двумя из трёх переменных – *параметров состояния* ( $p$ ,  $V$ ,  $T$ ), участвующих в описании состояния газа. Так, Жак Шарль (1746–1823) и Жозеф Гей-Люссак (1778–1850) во Франции установили законы, описывающие зависимость давления (при постоянном объёме, 1787) и объёма (при постоянном давлении, 1806) от температуры. Все эти эксперименты проводились с воздухом и некоторыми другими газами при таких условиях, при которых их можно было, говоря современным языком, считать *идеальными*. Идеальным газом называется газ, молекулы которого не взаимодействуют между собой и не имеют собственных размеров<sup>3</sup>.

Молекулы газа находятся в постоянном хаотическом тепловом движении, сталкиваясь при этом как между собой, так и со стенками сосуда. И те и другие соударения происходят по законам абсолютно упругого удара. Хотя межмолекулярные столкновения играют принципиальную роль в установлении термодинамического равновесия в системе и в явлениях переноса, однако они не влияют на то давление газа, которое устанавливается благодаря столкновениям молекул со стенками сосуда. Конечно, при столкновениях различных групп молекул между собой они так же воздействуют друг на друга, как и на стенку, – именно так создаётся внутреннее давление газа. Тем не менее, поскольку в состоянии теплового равновесия давление газа по всему объёму со-

---

<sup>3</sup> Поскольку собственный размер молекул определяется силами отталкивания, существующими между ними, то последнее условие, вообще говоря, излишне.

суда одно и то же, практического влияния на него взаимодействие молекул между собой не оказывает. Добавим также, что столкновения являются редкими событиями в «жизни» молекул газа, поскольку время свободного пробега молекул идеального газа много больше времени столкновений.

Отсутствие каких бы то ни было сил, действующих между молекулами, означает, что потенциальной энергии взаимодействия у молекул такого газа просто нет:  $\varepsilon = 0$ , и полным решением теоретической задачи является уже нулевое приближение.

## 1.1. Опытные газовые законы

*Закон Бойля–Мариотта* (см., например, [3, 4, 5]):

$$pV = \text{const}, \quad m = \text{const}; \quad t = \text{const} . \quad (1)$$

Графически этот закон в координатах  $p - V$  изображён на рис. 1.

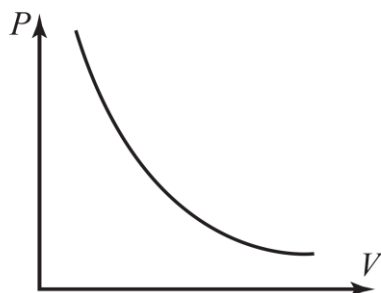


Рис. 1. Изотерма идеального газа

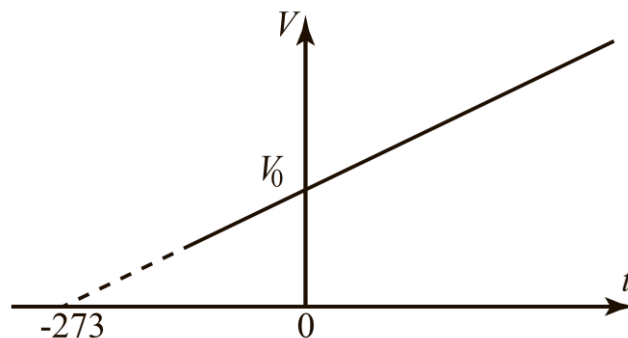


Рис. 2. Изобара идеального газа

*Закон Гей-Люссака* (см., например, [3, 4, 5]):

$$V = V_0(1 + \alpha_p t), \quad m = \text{const}; \quad p = \text{const} , \quad (2)$$

где  $V_0$  и  $V$  – объёмы, занимаемые массой  $m$  исследуемого газа при температурах  $0$  и  $t^\circ\text{C}$ , соответственно;  $\alpha_p$  – коэффициент теплового расширения при постоянном давлении. В координатах  $V - t$  зависимость (2) представлена на рис. 2.

Гей-Люссак начал температурные исследования упругости газов в 1806 году. К этому времени подобные исследования уже были проведены Д. Даль-

тоном (1766–1844) в Англии и А. Вольта (1745–1827) в Италии. Гей-Люссак, однако, ничего не знал об этих опытах.

Дальтон, используя достаточно грубые приборы, нашёл, что при изменении температуры от 0 до  $100^{\circ}\text{C}$  объём воздуха увеличивается на 0,302 от первоначального объёма, а Вольта несколькими годами ранее получил результат 0,38. В 1807 году Гей-Люссак, поставив более точный эксперимент, получил значение 0,375. Это число, соответствующее температуре абсолютного нуля  $-266,7^{\circ}\text{C}$ , затем долгое время использовалось всеми европейскими физиками. Проведя аналогичные опыты с другими газами, Гей-Люссак установил, что это число одинаково для всех газов, несмотря на существовавшее у его современников противоположное мнение<sup>4</sup>[6].

*Закон Шарля* (см., например, [3, 4, 5]):

$$p = p_0(1 + \alpha_v t), \quad m = \text{const}; V = \text{const}, \quad (3)$$

где  $p_0$  и  $p$  – давление исследуемого газа массы  $m$  при температурах 0 и  $t^{\circ}\text{C}$ , соответственно;  $\alpha_v$  – тепловой коэффициент давления при постоянном объёме. В координатах  $p-t$  зависимость (3) представлена на рис. 3. Сравнивая гра-

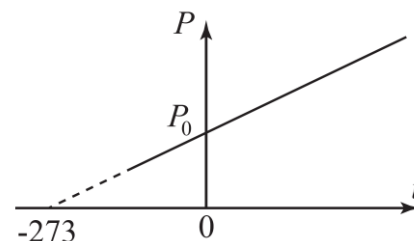


Рис. 3. Изохора идеального газа

фики на двух последних рисунках, можно заметить, что их экстраполяция к нулевому давлению (объёму) указывает на одну и ту же точку на температурной оси. Это означает, что относительные изменения объёма и давления при изменении температуры на один градус равны:

$$\alpha_p = \frac{\Delta V}{V_0 \Delta t} = \alpha_v = \frac{\Delta p}{p_0 \Delta t} \cong \frac{1}{273} \text{град}^{-1}. \text{ Замечательный факт равенства этих ко-}$$

эффициентов позволяет ввести новую температурную шкалу, которая, в от-

<sup>4</sup> На самом деле, эти коэффициенты расширения у различных реальных газов несколько отличаются друг от друга.

личие от искусственно выбранных шкал Цельсия, Реомюра и Фаренгейта, подсказана самой Природой – шкалу абсолютных температур. Понятие абсолютной, термодинамической, температуры ( $T$ ) было введено (1848) по предложению У. Томсона (лорда Кельвина) и называется поэтому шкалой Кельвина. Единица температуры в СИ – *кельвин* (до 1968 г. – градус Кельвина), одна из 7 основных единиц этой системы. Соотношение между температурами в шкалах Кельвина и Цельсия:  $T = t^{\circ}\text{C} + 273,15$ . При переходе на термодинамическую температуру газовые законы приобретают предельно простой вид:

- закон Гей-Люссака ( $p = \text{const}$ ):  $V/T = \text{const}$ ,
- закон Шарля ( $V = \text{const}$ ):  $p/T = \text{const}$ .

## 1.2. Объединённый газовый закон

Рассмотренные опытные газовые законы позволяют получить объединённый закон, который связывает все три изменяющихся параметра состояния идеального газа ( $m = \text{const}$ ). Пусть, например, нужно перевести газ из одного равновесного состояния 1 в другое – 2 (рис. 4). Тогда вместо того, чтобы осуществлять процесс перехода

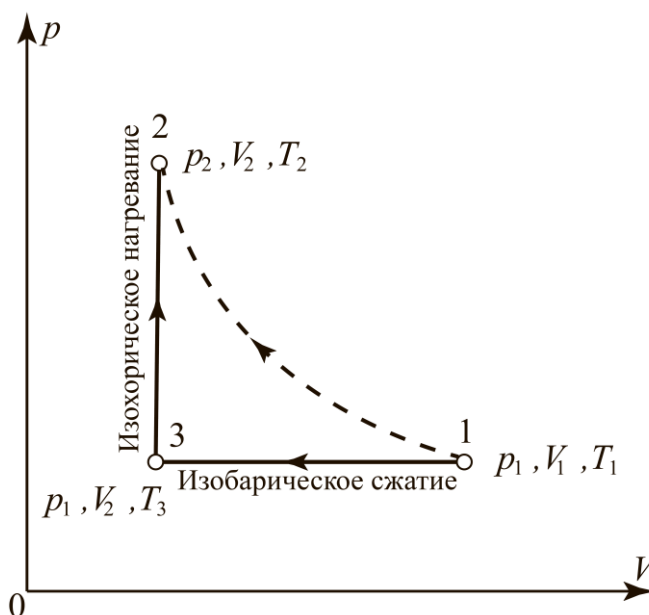


Рис. 4. К выводу объединённого газового закона

1–2 по пунктирной линии, вдоль которой одновременно будут меняться все три параметра ( $p$ ,  $V$  и  $T$ ), его можно провести через состояние 3 по двум путям: 1–3 и 3–2, для которых имеют место известные газовые законы. Используя эти законы, можно записать:



$$\frac{V_1}{T_1} = \frac{V_2}{T_3} (1 \Rightarrow 3); \frac{p_1}{T_3} = \frac{p_2}{T_2} (3 \Rightarrow 2). \quad (4)$$

Исключив из этих уравнений  $T_3$ , получим объединённый газовый закон:

$$\frac{p_1 V_1}{T_1} = \frac{p_2 V_2}{T_2}; m = \text{const}. \quad (5)$$

В качестве одного из рассматриваемых состояний газа можно выбрать его состояние при т. н. *нормальных условиях*:  $p_0 = 760$  мм.рт.ст.<sup>5</sup>,  $T_0 = 273,15$  К ( $0^\circ\text{C}$ ), при которых, как показывает эксперимент, один моль **любого** газа занимает объём  $V_0 = 22,4$  л. Тогда уравнение (5) можно будет привести к виду хорошо известного закона:

$$\frac{pV}{T} = \frac{p_0 V_0}{T_0} = R \Rightarrow pV = RT. \quad (6)$$

Этот закон был получен Э. Клапейроном (1799–1864) при анализе цикла Карно в 1834 году [7]. Входящая в уравнение Клапейрона постоянная была индивидуальной для различных газов. Универсальной она стала после того, как Д.И. Менделеев (1834–1907) объединил (1874) уравнение Клапейрона с законом Авогадро (1811), приведя его к современному виду – уравнению Клапейрона–Менделеева:

$$pV = \frac{m}{M} RT. \quad (7)$$

### 1.3. Газовый термометр

Для измерения температуры, в принципе, можно воспользоваться любым свойством тел, от неё зависящим. Так возникли первые, уже упоминавшиеся, температурные шкалы Фаренгейта (1709), Реомюра (1731) и Цельсия (1742). Не вдаваясь в историю их возникновения, отметим только несколько

---

<sup>5</sup> Миллиметр ртутного столба называется «Торр» в честь Торричелли.

фактов. Немецкий учёный Габриэль Фаренгейт (1686–1736) принял за нуль точку, до которой в один очень холодный зимний день опустилась ртуть в его термометре (!). В качестве другой отправной точки он выбрал температуру человеческого тела (!). Французский физик и зоолог Рене де Реомюр (1683–1757) предложил температурную шкалу, основанную на использовании винного спирта. Точка замерзания воды была в его шкале единственной реперной точкой. Шкала оказалась по многим причинам неудобной, сейчас она полностью вышла из употребления. Шведский астроном, геолог и метеоролог Андерс Цельсий (1701–1744) первоначально предложил шкалу, в которой за нуль принималась температура кипения воды, а температура смеси воды и льда приравнивалась к  $-100^\circ$ . Термометрическим телом была ртуть. За градус принималась сотая часть интервала между этими реперными точками. Впоследствии шкала была перевёрнута и уже в таком виде дошла до наших дней.

Судя по тому, что шкалы и Фаренгейта, и Цельсия широко распространены в мире, с бытовой точки зрения ни у одной из них нет, по-видимому, решающего преимущества. Другое дело – научные измерения и технологические процессы. Здесь требуется и высокая точность, и стабильная воспроизводимость температурной шкалы, поэтому для измерения температуры необходимо выбрать такой термометрический параметр, изменение которого с температурой не зависело бы от природы вещества [8].

Как мы видели, термометрическими параметрами, **почти** отвечающими этому требованию, характеризуется газообразное состояние вещества, для которого  $\alpha_p = \alpha_v \cong \frac{1}{273} \text{ град}^{-1}$ . Более поздние исследования, правда, показали, что эти коэффициенты зависят и от природы газа, и от его давления (рис. 5), и от температуры. Однако при бесконечно малых давлениях они имеют одно и то же значение, получаемое экстраполяцией экспериментальных данных [8]. Если считать, что для газового термометра они точно, а не приблизительно, равны  $\frac{1}{273}$ :  $\alpha_p = \alpha_v = \frac{1}{273}$ , то на этом основании можно построить эмпириче-

скую шкалу, в которой нуль температуры соответствует нулевому давлению идеального газа. В отличие от других эмпирических шкал, эмпирическая шкала газового термометра называется *абсолютной* [8].

Международная Комиссия Мер и Весов (1887) выбрала водород в качестве термометрического вещества, как наиболее подходящий газ для этих целей (см. рис. 5), и приняла за «нормальную» термометрическую шкалу стоградусную шкалу водородного термометра постоянного объёма. Введение «нормальной» водородной шкалы в практику сделало газовые термометры эталонными приборами [8].

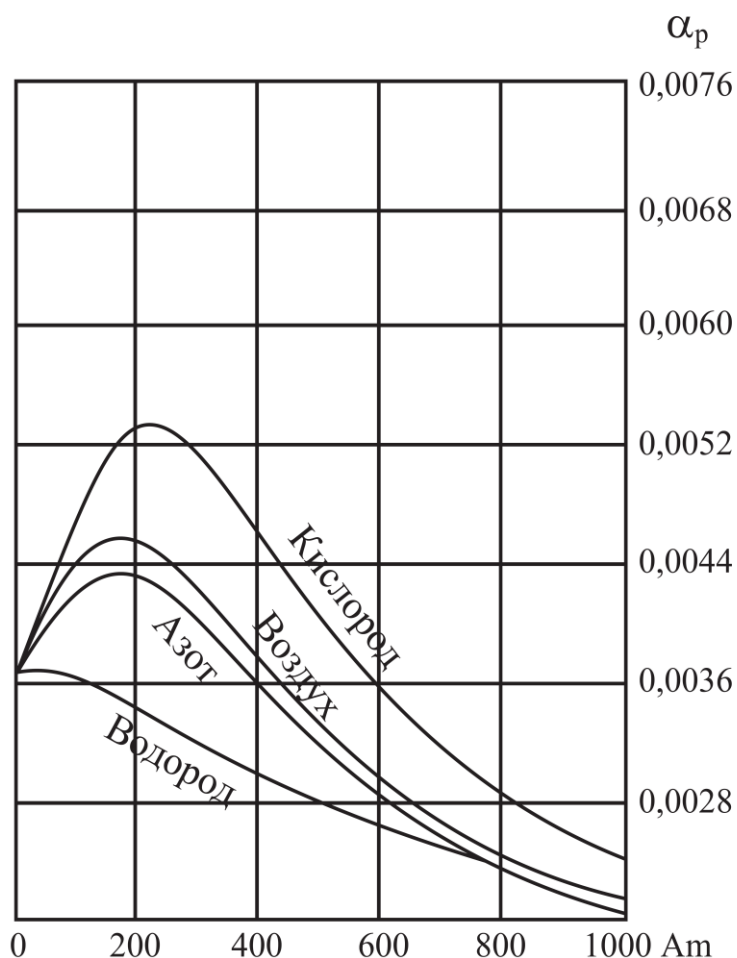


Рис. 5. Зависимость коэффициента  $\alpha_p$  различных газов от давления [8]

В 1848 году У. Томсон (лорд Кельвин), неудовлетворённый тем, что определение температуры с помощью газового термометра принципиально связано с выбором конкретного газа в качестве термометрического вещества, разработал теорию Карно-Клапейрона [7]. В короткой заметке [9] он, на основании цикла Карно и второго начала термодинамики, предложил абсолютную **термодинамическую** температурную шкалу, устранив тем самым главный недостаток эмпирических температурных шкал – их зависимость от термометрического вещества. Кроме того, он уточнил на основании данных Реньо и температуру абсолютного нуля. Французский химик Анри Реньо (1810–

1878), проведший очень точные измерения тепловых свойств различных газов и жидкостей, в 1841 году получил:  $\alpha_p = 0,00366 \text{ град}^{-1}$ , что соответствует температуре абсолютного нуля  $-273,2^\circ\text{C}$  – величине, очень близкой к принятому сейчас значению:  $-273,15^\circ\text{C}$ .

В практику температурных измерений предложение Томсона, однако, вошло лишь почти через 100 лет, когда в 1954 г. X Генеральная Конференция Мер и Весов приняла термодинамическую температурную шкалу и градус Кельвина в качестве единицы измерения температуры. XIII Генеральная Конференция 1967 года отказалась от слова «градус» в наименовании единицы и переименовала её в просто *кельвин*.

## 2. Методика проведения эксперимента

### 2.1. Описание экспериментальной установки

Для исследования всех рассмотренных газовых законов используется одна и та же экспериментальная установка (рис. 6) на основе газового термометра (1), представляющего собой капиллярную трубку с открытым концом, в которой переменный объём газа фиксируется столбиком ртути (2). Открытый конец капилляра имеет шарообразное расширение (3), заполненное силикагелем для предотвращения попадания влаги в рабочую часть капилляра. При исследовании теплового поведения (расширение, повышение давления) газа, газовый термометр помещается в стеклянный сосуд (4), заполняемый для этого горячей водой.

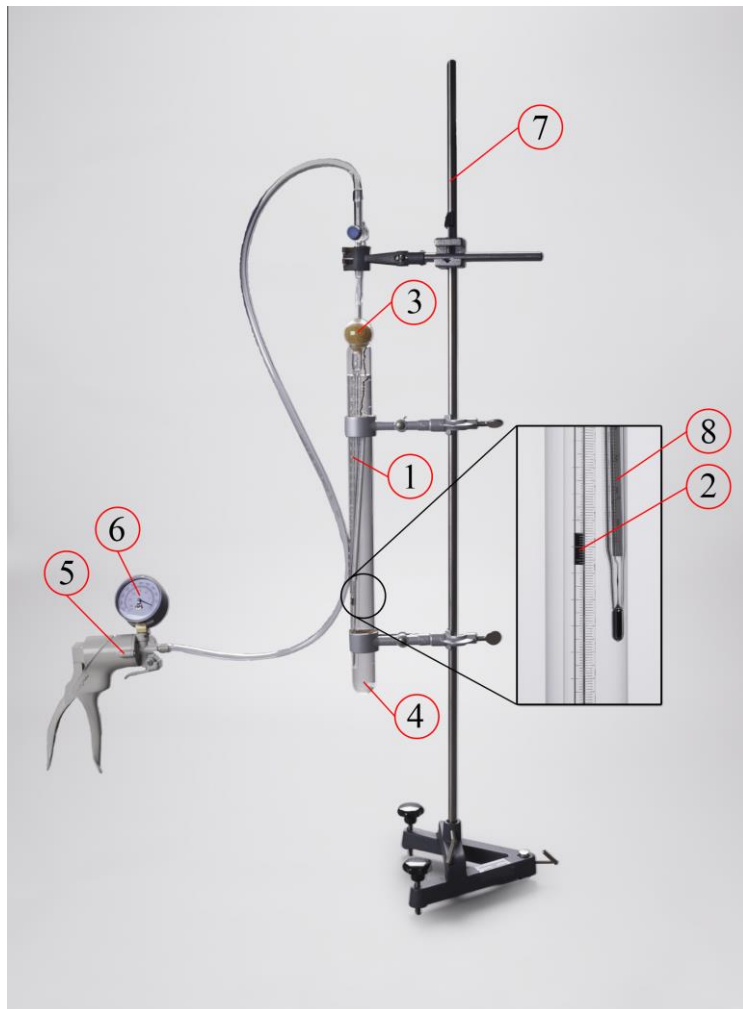


Рис. 6. Вид экспериментальной установки

Давление (разрежение) создаётся ручным насосом (5) и измеряется манометром (6). Манометр фиксирует разрежение  $\Delta p$  как отрицательное давление. Стеклянные части установки укреплены на штативе (7). Измерения, связанные с переменной температурой, проводятся в процессе медленного остывания воды. Температура измеряется ртутным термометром, помещённым в воду. Изотермический закон Бойля–Мариотта исследуется при комнатной температуре, при этом сосуд с водой служит пассивным термостатом.

### **3. Техника безопасности по работе с приборами**

В этой лабораторной работе приходится иметь дело с горячей водой, стеклянным капилляром с каплей ртути в нём, сосудом из стекла. Всё это требует от экспериментатора концентрированного внимания, особой аккуратности и предельной осторожности.

## 4. Порядок выполнения лабораторной работы

### 4.1. Проверка закона Бойля–Мариотта

Исследование проводится на установке, показанной на рис.

6. Прежде всего следует сформировать из капли ртути, которая обычно находится на дне капилляра, столбик (2, рис. 6)<sup>6</sup>.

*Формирование столбика ртути:*

- подключите ручной насос к газовому термометру;
- удерживая газовый термометр открытым концом вниз (рис. 7, I), создайте ручным насосом (5, рис. 6) разрежение  $\Delta p$  достаточное для того, чтобы ртуть опустилась в расширенную часть (а, рис. 7, I) капилляра и образовала там каплю. Для достижения наиболее полного результата, возможно, придётся «помочь» некоторым шарикам ртути спуститься, слегка постукивая по капилляру.

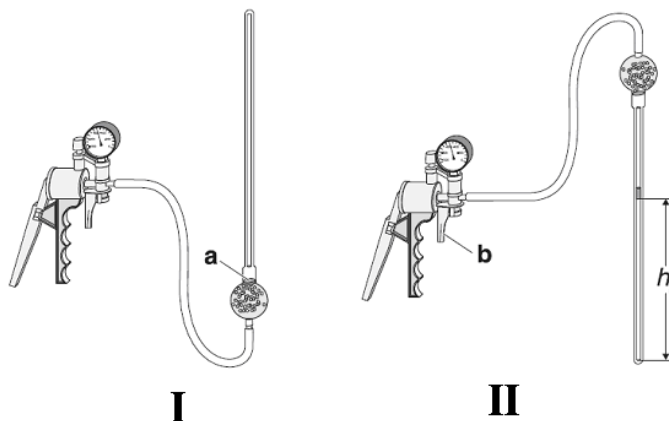


Рис. 7. Подготовка установки к работе

- Установка начального объёма газа:*
- медленно поверните газовый термометр в своё рабочее положение (открытым концом вверх, рис. 7, II);
  - осторожно и медленно открывайте выпускной клапан (б, рис. 7, II) ручного насоса, уменьшая разрежение  $\Delta p$  до нуля<sup>7</sup>, чтобы шарики ртути соскальзывали вниз, формируя на заданной высоте  $h$ , столбик ртути фик-

<sup>6</sup> Если столбик ртути в капилляре уже сформирован, переходите непосредственно к разделу «Проведение эксперимента».

<sup>7</sup> Это не простая процедура. Для её облегчения целесообразно между насосом и капилляром включить кран.

сирующий начальный объём воздуха<sup>8</sup> (рис. 7, II).

*Проведение эксперимента:*

1. укрепите сосуд (4, рис. 6), наполненный водой комнатной температуры, с помещённым в него газовым термометром (1, рис. 6) на штативе (7, рис. 6);
2. определите атмосферное давление  $p_0$  по барометру в лаборатории и температуру воды в сосуде (4, рис. 6). При достигнутом термодинамическом равновесии исследуемый газ будет иметь эту же температуру;
3. определите длину столбика ртути  $h_{\text{Hg}}$  по шкале газового термометра;
4. создайте с помощью ручного вакуумного насоса (5, рис. 6) разрежение  $\Delta p$  ( $\Delta p < 0$ ) в 100 мбар, определяемое по чёрной шкале манометра (6, рис. 6) ручного вакуумного насоса (5, рис. 6), и увеличивайте его шаг за шагом;
5. при каждом изменении давления определяйте высоту  $h$  столба воздуха (рис. 7, II) и записывайте её вместе с  $\Delta p$ ;

**Примечание:** процесс разрежения следует производить медленно, и фиксировать окончательное значение давления только после установления температурного равновесия. В противном случае процесс может оказаться неизо-термическим!

6. все экспериментальные и расчётные данные ( $\Delta p$ ,  $h$ ,  $p$  и  $V$ ) занесите в таблицу, форму которой предложите самостоятельно;
7. полное давление ( $p$ ) определяется по формуле:  $p = p_0 + p_{\text{Hg}} + \Delta p$ , где  $p_{\text{Hg}} = \rho_{\text{Hg}} \times g \times h_{\text{Hg}}$ ; плотность ртути  $\rho_{\text{Hg}} = 13,6 \text{ г см}^{-3}$ , ускорение свободного падения  $g = 9,81 \text{ мс}^{-2}$ ;  $h_{\text{Hg}}$  – длина столбика ртути;
8. объём исследуемого газа ( $V$ ) определяется по формуле:  $V = \frac{\pi d^2}{4} \cdot h$ , где  $h$  – это высота столба воздуха, ограниченного сверху столбиком ртути

---

<sup>8</sup> Предпочтительно проводить исследование любого из трёх газовых законов, не меняя начального положения столбика ртути. Тогда следует выбрать высоту  $h \cong 10 \div 15 \text{ см}$ .



(рис. 7, II), а  $d$  – диаметр капилляра газового термометра:  $d = 2,7$  мм.

## 4.2. Проверка закона Гей-Люссака

Для проверки закона Гей-Люссака также используется газовый термометр. Термометр помещают в воду, предварительно нагретую до температуры около  $90^{\circ}\text{C}$ , и затем вся система, включая исследуемый газ (воздух), постепенно охлаждается. Открытый конец газового термометра постоянно находится при атмосферном давлении, так что давление столба воздуха в термометре остаётся неизменным на протяжении всего эксперимента. Объём столба воздуха определяется так же, как и в предыдущем эксперименте.

*Порядок выполнения работы:*

1. закрепите стеклянный сосуд (4, рис. 6) на штативе;
2. нагрейте воду в специальном стеклянном стакане на электроплитке примерно до  $90^{\circ}\text{C}$ ;
3. осторожно перелейте нагретую воду в стеклянный сосуд (4, рис. 6);
4. поместите в сосуд с горячей водой газовый (1, рис. 6) и ртутный термометры;
5. при остывании воды фиксируйте одновременно два параметра: температуру (через каждые  $5^{\circ}\text{C}$  вплоть до комнатной температуры) и высоту столба воздуха под столбиком ртути;
6. все экспериментальные и расчётные данные ( $h$ ,  $t$  и  $V$ ) занесите в таблицу, форму которой предложите самостоятельно.

## 4.3. Проверка закона Шарля

В предлагаемом эксперименте так же, как и при исследовании других газовых законов, используется газовый термометр. Как и при проверке закона Гей-Люссака его помещают в воду, предварительно нагретую до температуры около  $90^{\circ}\text{C}$ , и затем вся система, включая исследуемый газ (воздух), постепенно охлаждается. При остывании воздуха его объём **под** столбиком ртути уменьшается, и столбик ртути опускается. Поскольку для выполнения закона

Шарля требуется, чтобы  $V = \text{const}$ , то при каждой фиксации температуры газа столбик ртути должен принудительно приводиться к **первоначальной** высоте. Для этого с помощью ручного вакуумного насоса (5, рис. 6) откачивают воздух из объёма, находящегося **над** столбиком ртути до тех пор, пока первоначальная высота столбика ртути, а значит, и первоначальный объём не будут восстановлены.

**Примечание:** Важно отметить, что чёрная шкала ручного вакуумного насоса (5, рис. 6), по которой следует проводить измерения разрежения, необходимого для поддержания объёма исследуемого газа постоянным, имеет «мёртвую» зону от 0 до 100 мбар. Элементарный расчёт показывает, что этот диапазон разрежения по отношению к нормальному атмосферному давлению соответствует  $\cong 30^\circ\text{C}(!)$  изменения температуры. Потеря этих данных для анализа результатов эксперимента будет иметь негативные последствия для его полноты и точности. Однако, если «сдвинуть нуль» шкалы, искусственно создав начальное разрежение  $\Delta p > 100$  мбар, этой потери можно избежать.

*Порядок выполнения работы:*

первые четыре пункта этого опыта совпадают с действиями по проверке закона Гей-Люссака (см. выше). Далее

5. определите атмосферное давление  $p_0$  по барометру в лаборатории;
6. создайте с помощью ручного вакуумного насоса (5, рис. 6) предварительное разрежение  $\Delta p = 200$  мбар;
7. зафиксируйте установленное разрежение, начальную высоту столбика ртути ( $h_0$ ) и температуру в сосуде (4, рис. 6), заполненном горячей водой;
8. при постепенном охлаждении системы измеряйте (через каждые  $5 \div 10^\circ\text{C}$  вплоть до комнатной температуры) одновременно два параметра: температуру и разрежение  $\Delta p$ , необходимое для выполнения условия  $h_0 = \text{const}$ ;
9. все экспериментальные и расчётные данные ( $t$ ,  $\Delta p$  и  $p$ ) занесите в таблицу, форму которой предложите самостоятельно;
10. полное давление ( $p$ ) определяется по формуле:  $p = p_0 + p_{\text{Hg}} + \Delta p$  ( $\Delta p < 0$ ).

## 5. Обработка результатов эксперимента

### *Закон Бойля–Мариотта*

1. постройте по полученным экспериментальным данным график зависимости  $p = f(V)$ ;
2. вычислите все отдельные произведения  $pV$  и удостоверьтесь, что в пределах погрешности эксперимента они равны друг другу;
3. постройте по полученным экспериментальным данным график зависимости  $p = f(V)$  в координатах  $\lg p - \lg V$  и убедитесь в том, что в пределах погрешности эксперимента линия графика – прямая с тангенсом угла наклона, равным  $-1$ .
4. Определите величины  $pV = \text{const} \equiv C$  для всех экспериментальных значений. Рассчитайте  $C_{\text{ср}}$  и его погрешность.
5. Постройте график зависимости относительного отклонения  $\varepsilon = f(V)$ , где

$$\varepsilon = \frac{C - C_{\text{ср}}}{C_{\text{ср}}} \text{ выражено в \%}.$$

### *Закон Гей-Люссака*

1. по полученным экспериментальным данным постройте график зависимости объёма столба воздуха от температуры:  $V = f(t)$ ;
2. определите по этому графику коэффициент  $\alpha_p$  и температуру, отвечающую абсолютному нулю по шкале Цельсия. Оцените погрешность определения экспериментального значения и сравните его с теоретическим.

### *Закон Шарля*

1. по полученным экспериментальным данным постройте график зависимости давления воздуха от температуры:  $p = f(t)$ ;
2. определите по этому графику коэффициент  $\alpha_v$  и температуру, отвечающую абсолютному нулю по шкале Цельсия. Оцените погрешность определения экспериментального значения и сравните его с теоретическим.

## 6. Контрольные вопросы

1. Что такое «идеальный газ»?
2. Что такое «параметры состояния»?
3. Как выглядят законы Гей-Люссака и Шарля в координатах  $V - T$  и  $p - T$  ?
4. Переведите все величины, приведённые в тексте ниже формулы (5), в систему СИ и сосчитайте универсальную газовую постоянную:  $R = \frac{p_0 V_0}{T_0}$ .
5. Сформулируйте несколько принципиальных отличий реального газа от идеального? К каким следствиям эти отличия приводят?
6. Каков смысл абсолютной температуры?
7. Что такое «абсолютный нуль» температуры?
8. Проведите вывод объединённого газового закона с помощью диаграмм в координатах  $V - T$  и  $p - T$ .
9. Изобразите все рассмотренные в работе изопроцессы на каждой из диаграмм в координатах  $p - V$ ,  $V - T$  и  $p - T$ .
10. Проанализируйте возможные источники погрешности экспериментальной проверки газовых законов в лабораторной работе.

## Список рекомендованной литературы и справочные данные

1. Фейнман Р., Лейтон Р., Сэндс М. *Фейнмановские лекции по физике*. Изд-во: Мир. вып. 4. 1965. 262 с.
2. Маслов В.П. *Асимптотические методы и теория возмущений*. М., Наука, 1988. 312 с.
3. Млодзеевский А.Б. *Краткий учебник молекулярной физики*. М.–Л.: ГТТИ, 1934. 248 с.
4. Кикоин И.К, Кикоин А.К. *Молекулярная физика*. М.: Наука, 1976. 478 с.
5. Сивухин Д.В. *Общий курс физики / Том II. Термодинамика и молекулярная физика*. М.: Наука, 1979. 592 с.
6. Араго Ф. *Биографии знаменитых астрономов, физиков и геометров*. Т. I – 493 с; Т. II, III – 463 с. Ижевск: НИЦ «Регулярная и хаотическая динамика». 2000. (первое издание СПб., 1860).
7. *Clapeyron E. Puissance motrice de la chaleur // Journal de l'École Polytechnique* 1834. V. XIV. № 23. P. 153–191.
8. Попов М.М. *Термометрия и калориметрия*. Изд-во Московского университета, 1954. 944 с.
9. *Thomson W. On an Absolute Thermometric Scale founded on Carnot's Theory of the Motive Power of Heat, and calculated from Regnault's observations // Philos. Mag.* 1848. V. XXXIII. P. 313–317.