Лабораторная работа 2 – 2(н)
ОПРЕДЕЛЕНИЕ ОТНОШЕНИЯ ТЕПЛОЁМКОСТЕЙ ВОЗДУХА ПРИ ПОСТОЯННОМ ДАВЛЕНИИ И ОБЪЁМЕ МЕТОДОМ КЛЕМАНА-ДЕЗОРМА

Студент:_____ группа:_____

Допуск_____Выполнение_____Защита_____

Цель работы: определение отношения теплоемкостей $\gamma = \dfrac{C_P}{C_V}$ методом Клемана-Дезорма.

Приборы и материалы: экспериментальная установка ФПТ1-6

Для определения отношения теплоемкостей воздуха $\gamma = \dfrac{C_P}{C_V}$ предназначена экспериментальная установка, общий вид которой показан на рис. 1.

Экспериментальная установка

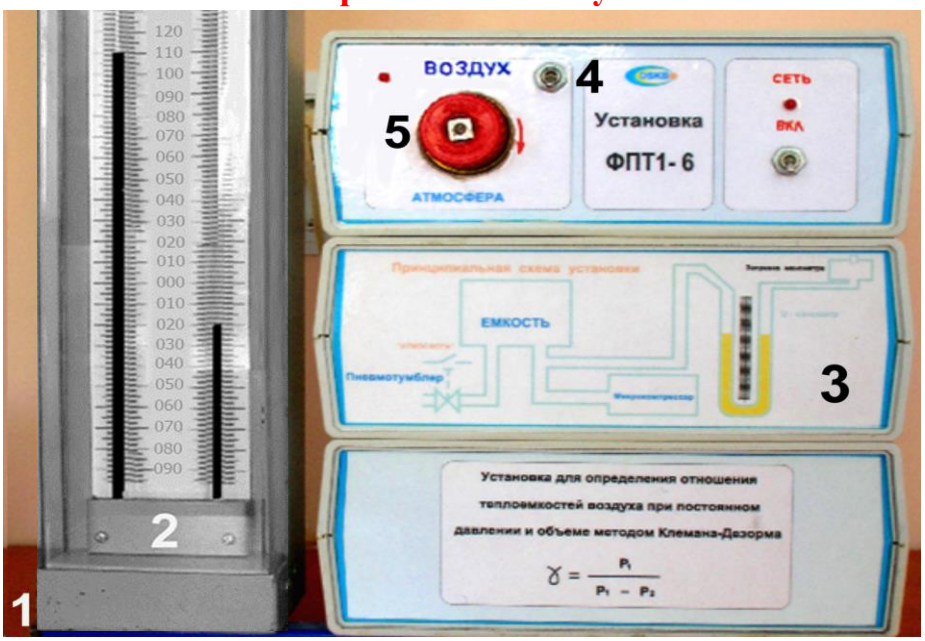

Рис. 1

Установка размещена на стойке **1** и состоит из стеклянной колбы, соединенной с открытым водяным манометром **2**. Воздух нагнетается в колбу микрокомпрессором, размещённым в блоке рабочего элемента **3**. Микрокомпрессор включается тумблером "Воздух", установленным на передней панели блока приборов **4.**

Тумблер "Атмосфера" **5**, расположенный на панели блока рабочего элемента, в положении "Открыто" позволяет соединять колбу с атмосферой.

Упражнение 1. Определение отношения теплоемкостей воздуха $\gamma = \frac{C_P}{C_V}$ методом Клемана-Дезорма

Порядок выполнения работы

1. Включите установку тумблером «Сеть». Включите тумблер «ВОЗДУХ» и накачайте в трубку воздух до тех пор, пока разность уровней в столбах водяного манометра достигнет приблизительно 200 - 250 мм и выключите тумблер «ВОЗДУХ». При этом воздух в трубке слегка нагреется (так как процесс происходил адиабатный). За счёт теплообмена с окружающей средой температура воздуха в трубке начнёт уменьшаться (при этом разность уровней воды в манометре так же будет уменьшаться).

2. Спустя 2-3 мин температура воздуха в трубке сравняется с комнатной (при этом разность уровней воды в манометре изменяться перестанет и избыточное давление станет равным $p_0 + \rho g h_1$,то есть пропорциональным h_1).

Запишите величину h_1 в таблицу 1.

3. Поверните до щелчка по часовой стрелке клапан «АТМОСФЕРА». При этом часть воздуха из трубки выйдет наружу и так как процесс расширения газа будет опять адиабатным, температура воздуха в трубке станет ниже температуры окружающей среды. Через некоторое время температура воздуха в трубке опять станет равной комнатной (при этом разность уровней воды в манометре изменяться перестанет), избыточное давление увеличится и станет равным $p_0 + \rho g h_2$, то есть пропорциональным h_2). Запишите величину h_2 в таблицу 1.

3. Опыт проделайте 5 раз, при этом величину h_1 уменьшайте каждый раз приблизительно на 15 - 20 мм. Полученные результаты h_1 и h_2 занесите в таблицу 1.

Таблица 1

№	h_1 мм. водн.ст.	h_2 мм.водн.ст.	γ_i	$\langle\gamma\rangle$	S_γ
1					
2					
3					
4					
5					

4. Выключите установку тумблером «СЕТЬ».

Обработка результатов измерения

Показатель адиабаты γ, используя экспериментальные данные, можно определить по формуле

$$\gamma = \frac{\Delta p_1}{\Delta p_1 - \Delta p_2}, \qquad (1)$$

где избыточные давления Δp_1 и Δp_2 измеряют с помощью U-образного манометра по разности уровней жидкости с плотностью ρ:

$$\Delta p_1 = \rho g h_1; \quad \Delta p_2 = \rho g h_2 \qquad (2)$$

Подставив (2) в (1), получим расчетную формулу для определения γ:

$$\gamma = \frac{h_1}{h_1 - h_2}, \qquad (3)$$

где h_1 и h_2 - высоты водяного столба в U-образной трубке манометра.

Выполнение работы

1. По формуле $\gamma = \dfrac{h_1}{h_1 - h_2}$ определите пять значений γ_i и рассчитайте среднее значение $\langle\gamma\rangle$ по формуле $\langle\gamma\rangle = \dfrac{\sum \gamma_i}{5}$.

2. Определите среднеквадратичное значение параметра γ по формуле:

$$S_{\langle\gamma\rangle} = \sqrt{\frac{\sum\left(\gamma_i - \langle\gamma\rangle\right)^2}{20}}.$$

3. Ответ запишите в виде $\gamma = \langle\gamma\rangle \pm t_{pk} S_{\langle\gamma\rangle}$, где $t_{pk} = 2{,}8$ для p=0,95 и n = 5.

4. Сравните полученный результат с теоретическим, который рассчитайте по формуле:

$$\gamma_{теория} = \frac{i+2}{i},$$

где i - число степеней свободы для воздуха (воздух состоит в основном из двухатомных газов).

5. Рассчитайте относительную погрешность измерений по формуле

$$\varepsilon = \frac{\gamma_{теория} - \gamma_{практика}}{\gamma_{теория}} \cdot 100\%$$

и сделайте соответствующий вывод

Результаты эксперимента приводятся для каждой бригады после контрольных вопросов.

Контрольные вопросы

1. Основы молекулярно - кинетической теории. Основные уравнения молекулярно - кинетической теории.
2. Идеальный газ. Изопроцессы и газовые законы для идеального газа. Давление смеси газов (закон Дальтона).
3. Виды теплоёмкости тела.
4. Внутренней энергии термодинамической системы. Внутренняя энергия идеального газа.
5. Первое начало термодинамики.
6. Реальный газ. Уравнение Ван-дер-Ваальса.

Бригады 1 и 6 ***Таблица 1***

№	h_1 мм. водн.ст.	h_2 мм.водн.ст.	γ_i	$\langle\gamma\rangle$	S_γ
1	250	71			
2	230	65			
3	210	61			
4	190	52			
5	170	49			

Бригады 2 и 7 ***Таблица 1***

№	h_1 мм. водн.ст.	h_2 мм.водн.ст.	γ_i	$\langle\gamma\rangle$	S_γ
1	240	71			
2	220	64			
3	200	60			
4	180	51			
5	160	48			

Бригады 3 и 8 ***Таблица 1***

№	h_1 мм. водн.ст.	h_2 мм.водн.ст.	γ_i	$\langle\gamma\rangle$	S_γ
1	255	75			
2	240	69			
3	220	61			
4	190	56			
5	165	48			

Бригады 4 и 9 ***Таблица 1***

№	h_1 мм. водн.ст.	h_2 мм.водн.ст.	γ_i	$\langle\gamma\rangle$	S_γ
1	245	71			
2	230	65			
3	215	61			
4	190	56			
5	175	48			

Бригады 5 и 10 ***Таблица 1***

№	h_1 мм. водн.ст.	h_2 мм.водн.ст.	γ_i	$\langle\gamma\rangle$	S_γ
1	250	73			
2	235	67			
3	220	63			
4	200	57			
5	175	51			

Ответы на контрольные вопросы

1. Основы молекулярно - кинетической теории.

Основные уравнения молекулярно - кинетической теории

Молекулярно - кинетической теорией называется учение о строении и свойствах вещества в его различных агрегатных состояниях, основанное на представлении о его молекулярном строении.

Основные положения молекулярно - кинетической теории (МКТ)

1. Все вещества состоят из атомов, молекул или ионов, которые постоянно находятся в непрерывном хаотическом тепловом движении (доказательством служит, например, Броуновское движение, явление диффузии и др).
2. Между частицами вещества одновременно действуют как силы притяжения, так и силы отталкивания, величина которых зависит от относительных расстояний между частицами вещества (доказательством служит, например, тот факт, что одновременно трудно как растянуть твёрдое тело, так и сжать его).

Основные уравнения молекулярно - кинетической теории (МКТ):

(позволяют определить давление идеального газа)

$$p = \frac{2}{3} n \langle E_k \rangle \quad \text{и} \quad p = nkT,$$

где p - давление идеального газа, *Па* (Паскаль),

$\langle E_k \rangle = \frac{3}{2} kT = \frac{m_o \langle v_{кв} \rangle^2}{2}$ - средняя кинетическая энергия поступательного движения молекул идеального газа , *Дж*

$\langle v_{кв} \rangle = \sqrt{\frac{3kT}{m_o}} = \sqrt{\frac{3RT}{\mu}}$ - средняя квадратичная скорость теплового движения молекул газа, *м/с* .

m_o - масса одной молекулы, *кг*; n - концентрация молекул, $\frac{1}{м^3}$;

μ - молярная масса газа, $\frac{кг}{моль}$; $k = 1.38 \cdot 10^{-23} \frac{Дж}{К}$ – постоянная Больцмана;

$R = 8.31 \frac{Дж}{моль \cdot К}$ – универсальная газовая постоянная;

T – абсолютная температура, *К* (Кельвин), где $T = t^oC + 273$,

2. Идеальный газ. Изопроцессы и газовые законы для идеального газа. Давление смеси газов (закон Дальтона)

Идеальным газом называется простейшая модель реального газа, в котором силами притяжения между его молекулами пренебрегают.

Законы идеального газа

Закон Менделеева – Клапейрона (основное уравнение состояния идеального газа):

$$PV = \nu RT = \frac{m}{\mu} RT ,$$

где V – объём газа, $м^3$; p – давление газа, $Па$;

$R = k \cdot N_A = 8.31$ *Дж/(моль·К)* – универсальная газовая постоянная,

m - масса газа, *кг*, μ - молярная масса газа, $\frac{кг}{моль}$; $\nu = \frac{m}{\mu}$ - количество вещества, *моль*.

Если масса газа не изменяется (т.е. m = const), то справедлив ***закон Клапейрона***:

$$\frac{PV}{T} = const ,$$

Изопроцессы и газовые законы для них

Изопроцессом называется процесс, при котором один из макроскопических параметров данной массы газа остается постоянным.

Изотермическим процессом называется процесс, протекающий при постоянной температуре, то есть $T = const$.

Изотермический процесс описывается ***уравнением Бойля – Мариотта***:

Если $m = const$ и $T = const$, то $PV = const$.

Изохорическим процессом называется процесс, протекающий при постоянном объёме, то есть $V = const$.

Изохорический процесс описывается ***уравнением Шарля***:

если $m = const$ и $V = const$, то $\frac{P}{T} = const$.

Изобарическим процессом называется процесс, протекающий при постоянном давлении, то есть $p = const$.

Изобарический процесс описывается ***уравнением Гей – Люссака***:

если $m = const$ и $p = const$, то $\frac{V}{T} = const$.

Адиабатным процессом называется процесс, протекающий без теплообмена с окружающей средой, то есть $\Delta Q = 0$.

Адиабатный процесс описывается ***уравнением Пуассона***:

если $\Delta Q = 0$, то $PV^{\gamma} = const$,

где $\gamma = \frac{C_P}{C_V}$ (гамма) - показатель Пуассона (или показатель адиабаты).

Политропным процессом называется процесс, протекающий при постоянной теплоёмкости газа, то есть $C = const$.

Политропный процесс описывается ***уравнением политропы***:

если $C = const$, то $$PV^n = const,$$

где $n = \dfrac{C - C_p}{C - C_V}$ - показатель политропы.

Давление смеси идеальных газов

Давление смеси газов определяется по ***закону Дальтона***:

давление смеси газов, не вступающих друг с другом в химические реакции, равно сумме парциальных давлений каждого газа смеси:.

$$p_{смеси} = p_1 + p_2 + ... + p_n$$

Парциальным называется давление, которое оказывал бы i-ый газ, если бы он один занимал весь объём, предоставленный смеси.

Для каждого i – го газа смеси справедлив закон Менделеева – Клайперона в виде

$$p_i V_{смеси} = \nu_i R T_{смеси} = \frac{m_i}{\mu_i} R T_{смеси},$$

3. Виды теплоёмкости тела

Опыт показывает, что разным телам для нагревания их на 1 градус необходимо сообщить разное количество теплоты.

Количеством теплоты Q называют энергию, которую тело отдает или получает в результате теплообмена.

Теплоёмкостью тела C (цэ) называется количество теплоты, которое необходимо передать телу, чтобы нагреть его на 1 К, то есть:

$$C = \frac{\delta Q}{dT}, \quad [C] = \left[\frac{Дж}{K}\right].$$

Удельной теплоёмкостью c (цэ) называется количество теплоты, которое необходимо передать 1 кг вещества для изменении его температуры на 1 К**,** то есть:

$$c = \frac{1}{m}\frac{\delta Q}{dT}, \quad [c] = \left[\frac{Дж}{кг \cdot K}\right].$$

Молярной теплоёмкостью C (цэ) называется количество теплоты, которое необходимо передать 1 моль вещества для изменении его температуры на 1 К**,** то есть:

$$C = \frac{1}{\nu}\frac{\delta Q}{dT}, \quad [C] = \left[\frac{Дж}{моль \cdot K}\right].$$

4. Внутренняя энергия термодинамической системы. Внутренняя энергия идеального газа

Внутренней энергией термодинамической системы U (у) называется сумма кинетических энергий хаотического теплового движения всех частиц (атомов, молекул) системы относительно центра масс системы и потенциальных энергий их взаимодействия.

Особенность внутренней энергии системы:

1. она является **функцией состояния**, то есть её величина не зависит от того, каким способом термодинамическая система оказалась в данном состоянии.
2. если термодинамическая система оказывается изолированной от других тел, то внутренняя энергия такой системы не изменяется при любых процессах, происходящих в этой системе (то есть выполняется ***закон сохранения внутренней энергии изолированной системы***).

Внутренней энергией идеального газа называется сумма кинетических энергий теплового движения всех атомов или молекул газа.

(потенциальной энергией взаимодействия между молекулами идеального газа пренебрегают)

Внутреннюю энергию идеального газа можно определить по формуле:

$$U = \frac{i}{2}\frac{m}{\mu}RT = \frac{i}{2}pV, \quad [U] = Дж,$$

где i - число степеней свободы молекул идеального газа,

$R = 8.31\ \frac{Дж}{моль \cdot К}$ - универсальная газовая постоянная,

T – абсолютная температура, $К$ (Кельвин); μ (мю) - молярная масса газа, $\frac{кг}{моль}$;

m - масса газа, $кг$.

5. Первое начало термодинамики. Работа идеального газа. Термодинамика различных изопроцессов

Первое начало термодинамики:

Количество теплоты Q, переданное термодинамической системе, идёт на изменение её внутренней энергии ΔU и на совершение системой работы A над внешними телами:

$$Q = \Delta U + A$$

где $\Delta U = \frac{i}{2}\frac{m}{\mu}R\Delta T$ - изменение внутренней энергии идеального газа, $Дж$.

5. Реальный газ. Уравнение Ван-дер-Ваальса

Реальным газом называется газ, между молекулами которого действуют силы межмолекулярного взаимодействия (то есть одновременно и силы притяжения, и силы отталкивания).

Паром называется такое состояние реального газа, при котором его можно перевести в жидкое состояние простым сжатием без изменения температуры (реальный газ является паром, если его температура меньше критической $T_{кр}$).

Основное отличие реального газа от идеального состоит в том, что реальный газ при определённых условиях можно перевести в жидкость (так как действуют силы притяжения между молекулами), а идеальный газ не при каких условиях в жидкость превратить нельзя (так как силы притяжения между молекулами идеального газа отсутствуют).

Всего имеется более 200 уравнений состояния реального газа. Исторически первым и наиболее простым уравнением, которое описывает поведение реального газа, является ***уравнение Ван-дер-Ваальса***:

$$\left(p + a\frac{\nu^2}{V^2}\right)\left(V - b\nu\right) = \nu RT,$$

где a и b - постоянные Ван-дер-Ваальса (табличные величины, для каждого газа свои). $[a] = \frac{Н \cdot м^4}{моль^2}$, $[b] = \frac{м^3}{моль}$.

Коэффициент a в уравнении Ван-дер-Ваальса учитывает силы межмолекулярного притяжения, а коэффициент b - собственный объём молекул газа (то есть силы отталкивания).