

ФЕДЕРАЛЬНОЕ ГОСУДАРСТВЕННОЕ АВТОНОМНОЕ ОБРАЗОВАТЕЛЬНОЕ УЧРЕЖДЕНИЕ
ВЫСШЕГО ОБРАЗОВАНИЯ «МОСКОВСКИЙ ФИЗИКО-ТЕХНИЧЕСКИЙ ИНСТИТУТ
(НАЦИОНАЛЬНЫЙ ИССЛЕДОВАТЕЛЬСКИЙ УНИВЕРСИТЕТ)»

Отчёт по лабораторной работы 2.1.6

Эффект Джоуля - Томсона.

Выполнил студент:

Сериков Василий Романович

группа: Б03-102

Москва, 2022 г.

Аннотация

Цель работы:

Определение изменения температуры углекислого газа при протекании через малопроницаемую перегородку при разных начальных значениях давления и температуры; 2) вычисление по результатам опытов коэффициентов Ван-дер-Ваальса «а» и «b».

Теоретические сведения:

Эффектом Джоуля–Томсона называется изменение температуры газа, медленно протекающего из области высокого в область низкого давления в условиях хорошей тепловой изоляции. В разреженных газах, которые приближаются по своим свойствам к идеальному газу, при таком течении температура газа не меняется. Эффект Джоуля–Томсона демонстрирует отличие исследуемого газа от идеального.

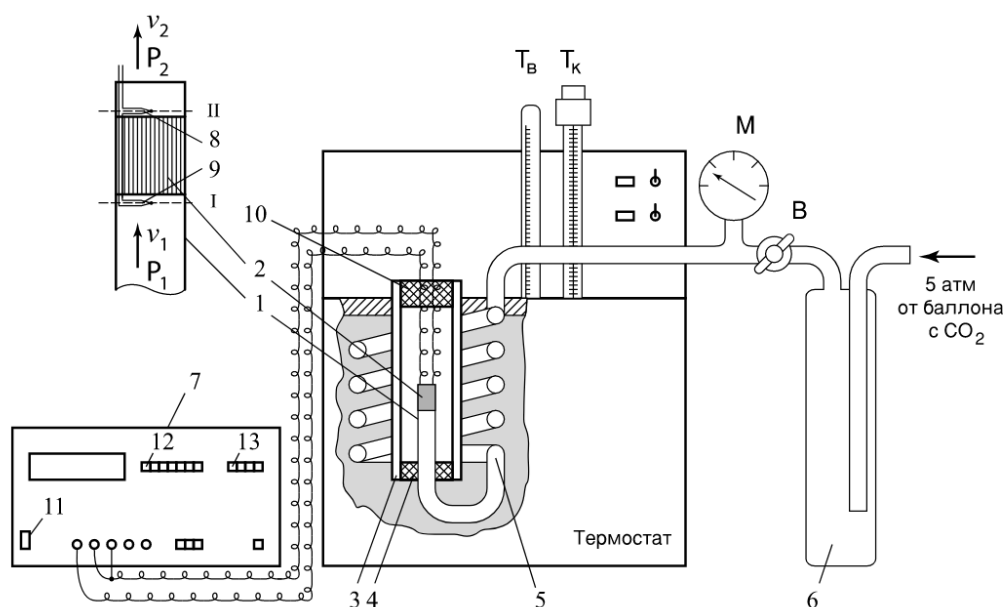


Рис. 1: Схема установки для изучения эффекта Джоуля–Томсона.

В работе исследуется изменение температуры углекислого газа при медленном его течении по трубке с пористой перегородкой (рис. 1). Трубка 1 хорошо теплоизолирована. Газ из области повышенного давления P_1 проходит через множество узких и длинных каналов пористой перегородки 2 в область с атмосферным давлением P_2 . Перепад давления $\Delta P = P_1 - P_2$ из-за большого сопротивления каналов может быть заметным даже при малой скорости течения газа в трубке. Величина эффекта Джоуля–Томсона определяется по разности температуры газа до и после перегородки.

Рассмотрим стационарный поток газа между произвольными сечениями I и II трубки (до перегородки и после нее). Пусть, для определенности, через трубку прошел 1 моль углекислого газа; μ — его молярная масса. Молярные объемы газа, его давления и отнесенные к молю внутренние энергии газа в сечениях I и II обозначим соответственно V_1, P_1, U_1 и V_2, P_2, U_2 . Для того чтобы ввести в трубку объем V_1 , над газом нужно совершить работу

$A_1 = P_1 V_1$. Проходя через сечение II, газ сам совершает работу $A_2 = P_2 V_2$. Так как через боковые стенки не происходит ни обмена теплом, ни передачи механической энергии, то:

$$A_1 - A_2 = \left(U_2 + \frac{\mu v_2^2}{2} \right) - \left(U_1 + \frac{\mu v_1^2}{2} \right). \quad (1)$$

В уравнении (1) учтено изменение как внутренней (первые члены в скобках), так и кинетической (вторые члены в скобках) энергии газа. Подставляя в (1) написанные выражения для A_1 и A_2 и перегруппировывая члены, найдем:

$$H_1 - H_2 = (U_1 + P_1 V_1) - (U_2 + P_2 V_2) = \frac{1}{2} \mu (v_2^2 - v_1^2). \quad (2)$$

Сделаем несколько замечаний. Прежде всего отметим, что в процессе Джоуля–Томсона газ испытывает в пористой перегородке существенное трение, приводящее к ее нагреву. Потери энергии на нагрев трубки в начале процесса могут быть очень существенными и сильно искажают ход явления. После того как температура трубки установится и газ станет уносить с собой все выделенное им в пробке тепло, формула (1) становится точной, если, конечно, теплоизоляция трубки достаточно хороша и не происходит утечек тепла наружу через ее стенки.

Второе замечание связано с правой частью (2). Процесс Джоуля–Томсона в чистом виде осуществляется лишь в том случае, если правой частью можно пренебречь, т. е. если макроскопическая скорость газа с обеих сторон трубки достаточно мала. У нас сейчас нет критерия, который позволил бы установить, когда это можно сделать. Поэтому мы отложим на некоторое время обсуждение вопроса о правой части (2), а пока будем считать, что энтальпия газа не меняется.

$$\mu_{\text{Д-Т}} = \frac{\Delta T}{\Delta P} \approx \frac{\frac{2a}{RT} - b}{C_p}. \quad (3)$$

Отсюда видно, что эффект Джоуля–Томсона для не очень плотного газа зависит от соотношения величин a и b , которые оказывают противоположное влияние на знак эффекта. Если силы взаимодействия между молекулами велики, так что превалирует «поправка на давление», то основную роль играет член, содержащий a , и

$$\frac{\Delta T}{\Delta P} > 0, \quad (4)$$

то есть газ при расширении охлаждается ($\Delta T < 0$, так как всегда $\Delta P < 0$). В обратном случае (малые a)

$$\frac{\Delta T}{\Delta P} < 0, \quad (5)$$

то есть газ нагревается ($\Delta T > 0$, так как по-прежнему $\Delta P < 0$).

Этот результат нетрудно понять из энергетических соображений. Как мы уже знаем, у идеального газа эффект Джоуля–Томсона отсутствует. Идеальный газ отличается от реального тем, что в нем можно пренебречь потенциальной энергией взаимодействия молекул. Наличие этой энергии приводит к охлаждению или нагреванию реальных газов при расширении. При больших a велика энергия притяжения молекул. Это означает, что потенциальная энергия молекул при их сближении уменьшается, а при удалении — при расширении газа — возрастает. Возрастание потенциальной энергии молекул происходит

за счет их кинетической энергии — температура газа при расширении падает. Аналогичные рассуждения позволяют понять, почему расширяющийся газ нагревается при больших значениях b .

$$T_i = 2a/Rb$$

Как следует из формулы выше при температуре T_i коэффициент $\mu_{\text{Д-Т}}$ обращается в нуль. Используя связь между коэффициентами a и b и критической температурой, найдем

$$T_{\text{инв}} = \frac{27}{4}T_{\text{кр}}. \quad (6)$$

При температуре $T_{\text{инв}}$ эффект Джоуля–Томсона меняет знак: ниже температуры инверсии эффект положителен ($\mu_{\text{Д-Т}} > 0$, газ охлаждается), выше $T_{\text{инв}}$ эффект отрицателен ($\mu_{\text{Д-Т}} < 0$, газ нагревается).

При больших изменениях давления, например, при дросселировании от 200 до 1 атм (интегральный эффект Джоуля–Томсона), как это нередко бывает в промышленных установках, разложением пользоваться нельзя и приходится прибегать к общему соотношению. При этом связь между температурой и давлением находится с помощью специальных диаграмм, например, кривых $H = \text{const}$, проведенных в координатах температура–давление или температура–энтропия. Такие диаграммы строятся по экспериментальным данным и широко используются в технике.

Вернемся к влиянию правой части уравнения (2) на изменение температуры расширяющегося газа. Для этого сравним изменение температуры, происходящее вследствие эффекта Джоуля–Томсона, с изменением температуры, возникающим из-за изменения кинетической энергии газа. Увеличение кинетической энергии газа вызывает заметное и приблизительно одинаковое понижение его температуры как у реальных, так и у идеальных газов. Поэтому при оценках нет смысла пользоваться сложными формулами для газа Ван-дер-Ваальса.

Заменяя в формуле (2) U через $C_V T$ и PV через RT , найдем

$$(R + C_V)(T_1 - T_2) = \mu(v_2^2 - v_1^2)/2, \quad (7)$$

или

$$\Delta T = \frac{\mu}{2C_p}(v_2^2 - v_1^2). \quad (8)$$

В условиях нашего опыта расход газа Q на выходе из пористой перегородки не превышает 10^{-3} л/с, а диаметр трубки равен 3 мм. Поэтому

$$v_2 \leq \frac{4Q}{\pi d^2} \approx 140 \text{ см/с}. \quad (9)$$

Скорость v_1 газа у входа в пробку относится к скорости v_2 у выхода из нее как давление P_2 относится к P_1 . В нашей установке $P_1 = 4$ атм, а $P_2 = 1$ атм, поэтому

$$v_1 = \frac{P_2}{P_1}v_2 = 35 \text{ см/с}. \quad (10)$$

Для углекислого газа $\mu = 44$ г/моль, $C_p = 40$ Дж/(·); имеем

$$\Delta T = \frac{\mu}{2C_p}(v_2^2 - v_1^2) = 7 \cdot 10^{-4} \text{ К}. \quad (11)$$

Это изменение температуры ничтожно мало по сравнению с измеряемым эффектом (несколько градусов).

В данной лабораторной работе исследуется коэффициент дифференциального эффекта Джоуля–Томсона для углекислого газа. По экспериментальным результатам оценивается коэффициент теплового расширения, постоянные в уравнении Ван-дер-Ваальса и температура инверсии углекислого газа. Начальная температура газа T_1 задается термостатом. Измерения проводятся при трех температурах: комнатной, 50 и 80.

Экспериментальная установка.

Схема установки для исследования эффекта Джоуля–Томсона в углекислом газе см. рис. 1. Основным элементом установки является трубка 1 с пористой перегородкой 2, через которую пропускается исследуемый газ. Трубка имеет длину 80 мм и сделана из нержавеющей стали, обладающей, как известно, малой теплопроводностью. Диаметр трубки $d = 3$ мм, толщина стенок 0,2 мм. Пористая перегородка расположена в конце трубки и представляет собой стеклянную пористую пробку со множеством узких и длинных каналов. Пористость и толщина пробки ($l = 5$ мм) подобраны так, чтобы обеспечить оптимальный поток газа при перепаде давлений ΔP 4 атм (расход газа составляет около 10^{-3} л/с); при этом в результате эффекта Джоуля–Томсона создается достаточная разность температур.

Углекислый газ под повышенным давлением поступает в трубку через змеевик 5 из балластного баллона 6. Медный змеевик омывается водой и нагревает медленно протекающий через него газ до температуры воды в термостате. Температура воды измеряется термометром T_v , помещенным в термостате. Требуемая температура воды устанавливается и поддерживается во время эксперимента при помощи контактного термометра T_k . Давление газа в трубке измеряется манометром М и регулируется вентилем В (при открытии вентиля В, то есть при повороте ручки против часовой стрелки, давление P_1 повышается). Манометр М измеряет разность между давлением внутри трубки и наружным (атмосферным) давлением. Так как углекислый газ после пористой перегородки выходит в область с атмосферным давлением P_2 , то этот манометр непосредственно измеряет перепад давления на входе и на выходе трубки $\Delta P = P_1 - P_2$.

Разность температур газа до перегородки и после нее измеряется дифференциальной термопарой медь-константан. Константановая проволока диаметром 0,1 мм соединяет спаи 8 и 9, а медные проволоки (того же диаметра) подсоединены к цифровому вольтметру 7. Отвод тепла через проволоку столь малого сечения пренебрежимо мал. Для уменьшения теплоотвода трубка с пористой перегородкой помещена в трубу Дьюара 3, стенки которой посеребренны, для уменьшения теплоотдачи, связанной с излучением. Для уменьшения теплоотдачи за счет конвекции один конец трубы Дьюара уплотнен кольцом 4, а другой закрыт пробкой 10 из пенопласта. Такая пробка практически не создает перепада давлений между внутренней полостью трубы и атмосферой.

Используемое оборудование:

Трубка с пористой перегородкой; труба Дьюара; термостат; термометры; дифференциальная термопара; микровольтметр; балластный баллон; манометр.

Результаты измерений и обработка данных:

1. Начальные данные и погрешности: $\sigma_P = 0.1$ атм., $\sigma_U = 1$ мкВ
2. Проведем измерение показаний вольтметра в зависимости от давления для различных температур. Полученные данные занесем в таблицу ($\sigma_{\Delta T} = \Delta T \sigma_P / \Delta P \approx 0,03^\circ C$)

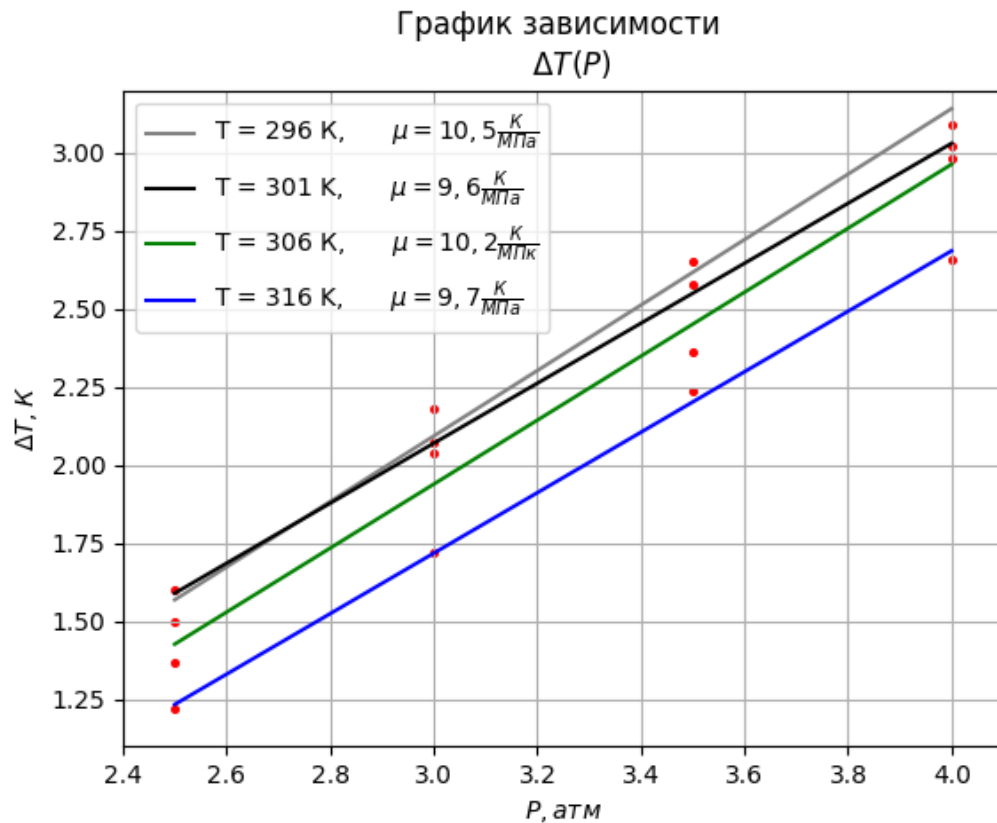
ΔP , атм	U , мкВ	$\Delta T, ^\circ C$		ΔP , атм	U , мкВ	$\Delta T, ^\circ C$
4	126	3,09		4	123	3,02
3,5	108	2,65		3,5	105	2,58
3	89	2,18		3	83	2,04
2,5	61	1,50		2,5	70	1,72

Таблица 1: Данные для $T = 296$ К, $T = 301$ К

ΔP , атм	U , мкВ	$\Delta T, ^\circ C$		ΔP , атм	U , мкВ	$\Delta T, ^\circ C$
4	124	2,98		4	113	2,66
3,5	98	2,36		3,5	95	2,24
3	86	2,07		3	73	1,72
2,5	57	1,37		2,5	52	1,22

Таблица 2: Данные для $T = 306$ К, $T = 316$ К

3. Построим график зависимости $\Delta T(\Delta P)$ По наклону графика определим коэффициент Джоуля-Томсона для каждой температуры. По МНК определим погрешности полученных коэффициентов. ($\sigma_\mu = 0,3 \text{ К/МПа}$)



4. Определим постоянные a , b и $T_{\text{инв}}$ для углекислого газа для наших температур по формулам:

$$\mu_{\text{Д.Т}} = \frac{\frac{2a}{RT} - b}{C_p}$$

$$a = \frac{2R^2(\mu_2 - \mu_1)}{\left(\frac{1}{T_1} - \frac{1}{T_2}\right)}$$

$$b = \frac{2a}{RT_1} - 4R\mu_1$$

$$T_{\text{инв}} = 2a/Rb$$

T, К	306 - 296	316 - 306
a, Н м ⁴ /моль ²	0,38 ±0,04	0,668 ±0,04
b, см ³ /моль	44 ±5	44 ± 5
$T_{\text{инв}}$, К	2046 ±232	3645 ±414

Обсуждение результатов:

В ходе данной работы мы определили коэффициенты уравнения газа Ван-дер-Ваальса, одна пара из которых совпадает с теоретическими результатами ($a = 0,3652 \text{ Н м}^4/\text{моль}^2$, $b = 42,79 \text{ см}^3/\text{моль}$, $T_{\text{инв}} = 2052 \text{ К}$) в пределах погрешности, а вторая нет. Аналогично с температурой инверсии в первом и втором случае.

Выводы:

По полученным результатам нельзя однозначно установить применимость уравнения газа Ван-дер-Ваальса. Необходимо более точно проводить эксперимент, используя более точные методы и приборы. Основная проблема проведения эксперимента - определение момента, когда можно считать, что система пришла в равновесие, отсюда и следует большой разброс полученных значений.