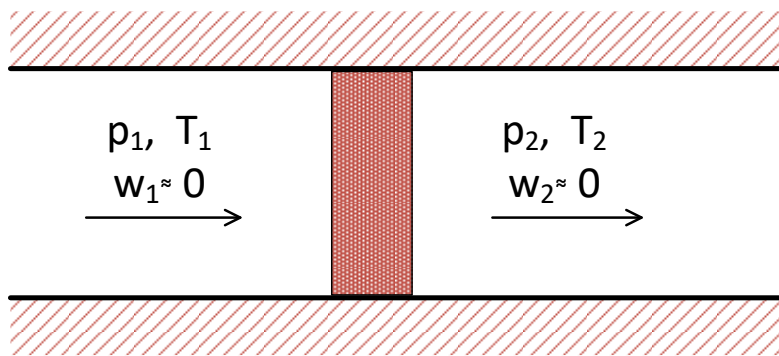


BADANIE EFEKTU ZJAWISKA JOULE-THOMSONA

1. EFEKT JOULE’A THOMSONA

Z teorii gazów doskonałych wiemy, że ich energia wewnętrzna jest równa energii kinetycznej ruchu molekularnego. Doświadczenie Gay -Lussaca wykazało, że energia wewnętrzna gazu doskonałego nie zależy ani od ciśnienia, ani od objętości, czyli nie jest funkcją odległości międzycząsteczkowych, a jest jedynie funkcją temperatury. Dokładniejsze pomiary przeprowadzone w 1883r, przez Joule’a i Thomsona wykazały, że gazy rzeczywiste rozprężając się, zmieniają w małym stopniu swą temperaturę. Efekt ten jest przedmiotem niniejszego ćwiczenia. W temperaturach bliskich 0° C większość gazów, między innymi tlen, powietrze i azot, oziębia się, wodór zaś, hel i neon lekko się ogrzewają. Jeśli jednak rozprężanie odbywa się w wysokich temperaturach, to zmiany temperatury są mniejsze. Wiemy, że w wysokich temperaturach właściwości gazów rzeczywistych mało różnią się od właściwości gazów doskonałych. Zatem energia wewnętrzna jest funkcją temperatury tylko dla gazów doskonałych. Nieodwracalny proces rozprężania gazu przez porowatą ściankę, która zapobiega wyrównywaniu się ciśnień, zrealizowany po raz pierwszy przez Joule’a i Thomsona, znalazł szerokie zastosowanie przy skraplaniu gazów. Schemat ideowy eksperymentu przedstawia rysunek 1.



Rys.1 Doświadczenie Joule’a - Thomsona

Dławieniem nazywamy rozprężanie gazu w układzie o przepływie ustalonym bez wykonywania zewnętrznej pracy technicznej, bez wymiany ciepła z otoczeniem i bez zmiany energii kinetycznej czynnika w przekroju wlotowym i wylotowym układu. Dławienie występuje wszędzie tam, gdzie w przewodzie znajduje się przewężenie w postaci zaworu, przesłony o mniejszym przekroju od przewodu lub przegrody porowatej. Podczas dławienia zewnętrzna praca techniczna odpowiadająca danemu spadkowi ciśnienia ulega rozproszeniu. Dławienie jest więc typowym zjawiskiem nieodwracalnym. Na rysunku 1 jest przedstawiony kanał, przez który przepływa gaz, przy czym na drodze strumienia gazu znajduje się dławik. Na lewo od dławika stan gazu jest określony za pomocą parametrów p_1 , T_1 ; i w_1 , a na prawo od dławika parametrami p_2 , T_2 i w_2 , przy czym prędkość dopływu i wypływu gazu w_1 i w_2 są bliskie zeru. Kanał jest otoczony osłoną adiabatyczną ($q_{z1,2} = 0$).

Wychodząc z pierwszej zasady termodynamiki dla układów przepływowych

$$q_{z1,2} = i_2 - i_1 + l_{tz1,2} \quad (1)$$

łatwo można zauważyć, że w przypadku braku wymiany ciepła z otoczeniem i braku wykonywania pracy technicznej przyrost entalpii właściwej jest równy zeru, a zatem

$$i_1 = i_2 \quad (2)$$

czyli entalpia właściwa czynnika po dławieniu jest równa entalpii właściwej czynnika przed dławieniem.

Podczas dławienia gazów doskonałych temperatura gazu nie zmienia się, ponieważ entalpia właściwa gazów doskonałych jest wyłączną funkcją temperatury. Entalpia właściwa gazów rzeczywistych jest funkcją temperatury i ciśnienia. Zmiana temperatury podczas dławienia gazów rzeczywistych nosi nazwę zjawiska Joule'a-Thomsona.

Jeżeli wyrazi się entalpię właściwą gazów rzeczywistych jako funkcję temperatury i ciśnienia, to jej różniczka zupełna będzie miała postać

$$di = \left(\frac{\partial i}{\partial T}\right)_p dT + \left(\frac{\partial i}{\partial p}\right)_T dp \quad (3)$$

a po uwzględnieniu zależności

$$\left(\frac{\partial i}{\partial T}\right)_p = c_p \quad (4)$$

oraz

$$\left(\frac{\partial i}{\partial p}\right)_T = -\left[T \left(\frac{\partial v}{\partial T}\right)_p - v\right] \quad (5)$$

wyrażenie na różniczkę zupełną entalpii właściwej przyjmuje postać

$$di = c_p dT - \left[T \left(\frac{\partial v}{\partial T}\right)_p - v\right] dp \quad (6)$$

W procesie dławienia entalpie właściwe czynnika przed i po dławieniem są takie same, a zatem po przyrównaniu do zera różniczki zupełnej entalpii właściwej otrzymuje się

$$di = c_p dT - \left[T \left(\frac{\partial v}{\partial T}\right)_p - v\right] dp = 0 \quad (7)$$

skąd określa się różniczkowy efekt zjawiska Joule'a-Thomsona

$$\mu = \left(\frac{\partial T}{\partial p}\right)_i = \frac{1}{c_p} \left[T \left(\frac{\partial v}{\partial T}\right)_p - v\right] = -\frac{1}{c_p} \left(\frac{\partial v}{\partial p}\right)_T \left[T \left(\frac{\partial p}{\partial T}\right)_v + v \left(\frac{\partial p}{\partial v}\right)_T\right] \quad (8)$$

łatwo sprawdzić, że dla równania stanu gazu doskonałego

$$pv = RT \quad (9)$$

różniczkowy efekt zjawiska Joule'a-Thomsona jest równy zeru

$$\mu = 0 \quad (10)$$

natomiast dla równań stanu:

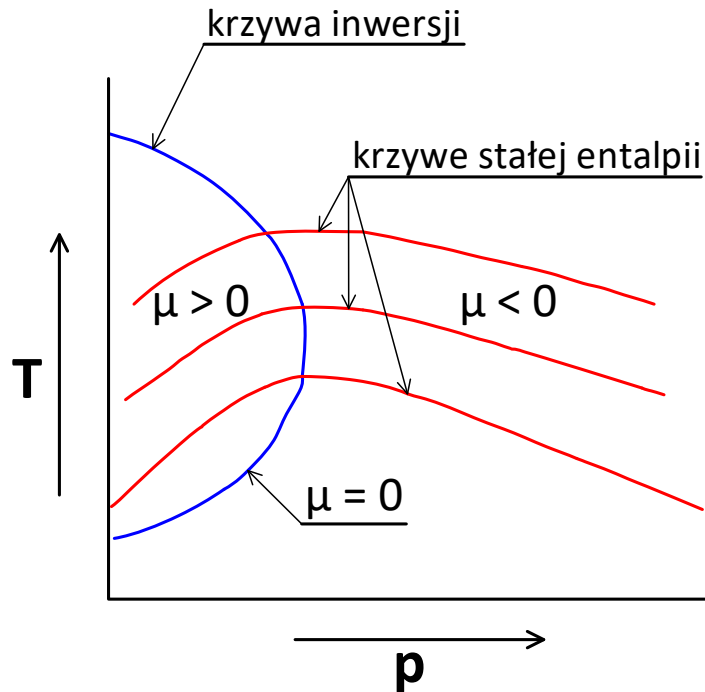
van der Waalsa

$$\left(p + \frac{a}{v^2}\right)(v - b) = RT \quad (11)$$

oraz Berthelota

$$\left(p + \frac{a}{v^2}\right)(v - b) = RT \quad (12)$$

efekt ten jest równy zeru tylko dla określonego zbioru punktów tworzących krzywą inwersji (rys.2).



Rys.2 Przykładowy przebieg krzywej inwersji dla większości gazów

W stanach położonych na krzywej inwersji przy dławieniu adiabatycznym gaz zachowuje się tak jak gaz doskonały. Rozpoczęcie rozprężania od stanu położonego na zewnątrz krzywej inwersji ($\mu < 0$) prowadzi do wzrostu temperatury gazu. Rozpoczęcie rozprężania od stanu położonego wewnątrz krzywej inwersji ($\mu > 0$) prowadzi do spadku temperatury i może doprowadzić do skroplenia gazu rzeczywistego.

Temperatura inwersji większości gazów jest wyższa od temperatury otoczenia. Azot i tlen, dwa gazy występujące najczęściej w powietrzu, mają temperatury inwersji podczas rozprężania przy ciśnieniu jednego bara odpowiednio 621K (348°C) i 764K (491°C). Dla danego ciśnienia istnieją zazwyczaj dwie temperatury, w których współczynnik μ zmienia znak.

Podczas przeprowadzania badań eksperymentalnych nie występują elementarne lecz skończone zmiany ciśnień i temperatury. Bezpośrednio z doświadczeń określa się całkowity efekt zjawiska Joule'a-Thomsona

$$\left(\frac{\partial T}{\partial p}\right)_i = \frac{1}{\Delta T} \int_p^{p+\Delta p} \mu dp \quad (13)$$

Na ogół rozprężanie przeprowadza się stale do tego samego ciśnienia otoczenia

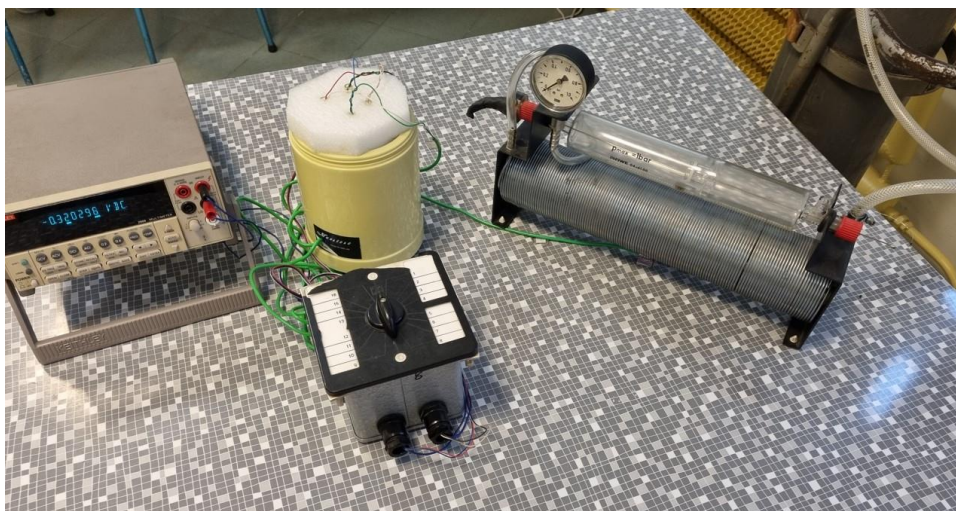
$$p_0 = p + \Delta p \quad (14)$$

Na podstawie danych uzyskanych przy badaniu zjawiska Joule'a-Thomsona można określić wiele własności gazów rzeczywistych, a w szczególności ciepło właściwe i postać termicznego równania stanu

$$f(p, v, T) = 0 \quad (15)$$

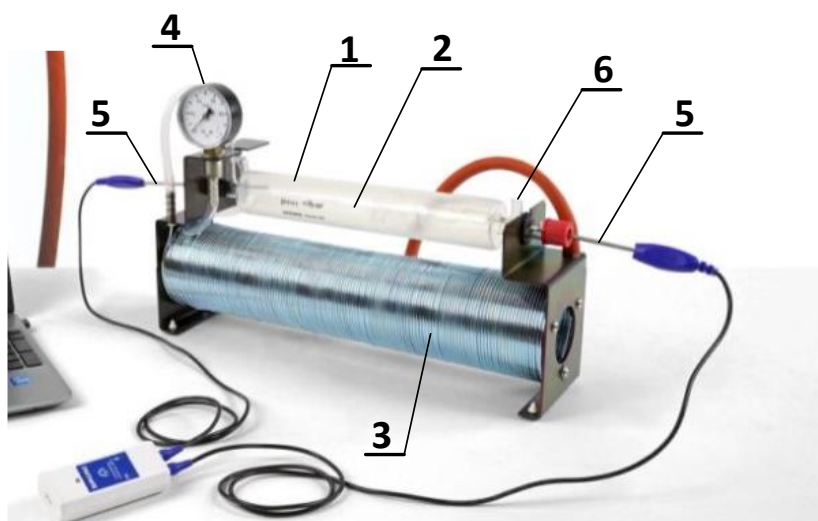
2. OPIS UKŁADU POMIAROWEGO

Układ pomiarowy, którego widok przedstawia rysunek 3, składa się z aparatu Joule'a-Thomsona, dwóch termopar płaszczowych NiCr - NiAl o średnicy płaszczka 0.5 mm, termosu z mieszaniną wody i lodu, przełącznika termopar, miliwoltomierza oraz butli z badanym gazem wyposażonej w reduktor.



Rys.3 Stanowisko laboratoryjne do badania efektu Joule'a-Thomsona

Aparat Joule'a-Thomsona przedstawiony na rysunku 4 zawiera:



Rys.4 Aparat Joule-Thomsona

- górną rurę szklaną (1) o długości 250 mm i średnicy 46 mm, w środku której znajduje się filtr (2) z topionego szkliwa, który służy jako dławik;
- dolną rurę (3) o średnicy 90 mm złożoną ze 132 zwojów miedzianej i niklowanej rurki kapilarnej;
- manometr (4) o zakresie pomiarowym od 0 bar do 1 bar,
- termopary płaszczowe (5).

Szklana rurka (1) jest pokryta przezroczystym tworzywem sztucznym, aby zmniejszyć straty ciepła z jej powierzchni. W odległości od 2 mm do 5 mm od powierzchni dławika - po obu jego stronach - znajdują się termopary płaszczowe (5) typu K. Termopary mierzą różnicę temperatury po obu stronach dławika. Manometr mierzy różnicę ciśnień Δp po obu stronach dławika.

Maksymalne dopuszczalne nadciśnienie p wskazywane przez manometr nie może przekraczać $p = 1 \text{ bar} = 0.1 \text{ MPa}$. Ciśnienie z butli na wejściu do rurki kapilarnej (6) powinno wynosić kilka bar. Należy również zwrócić uwagę, by temperatura w pomieszczeniu, w którym wykonujemy badania, była stała.

3. OPIS EKSPERYMENTU

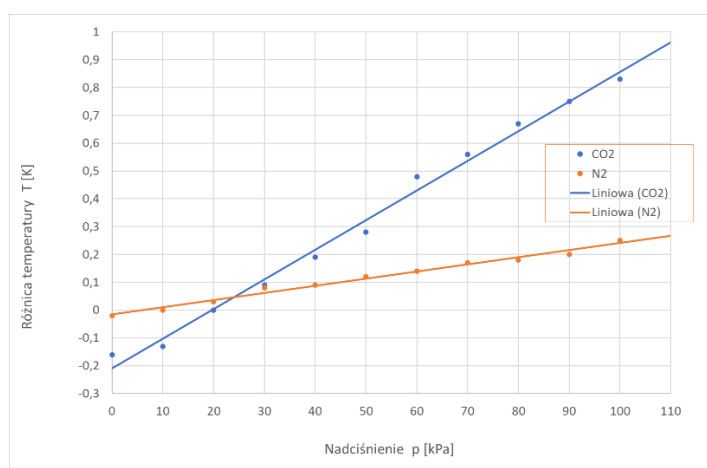
Badania efektu Joule'a-Thomsona przeprowadzamy dla dwutlenku węgla CO₂ i dla azotu N₂.

Przebieg ćwiczenia:

- Najpierw węzłem ciśnieniowym podłączamy butlę z CO₂ do aparatu Joule'a-Thomsona (sprawdź rysunek 4) . Sprawdzamy czy zaciski na węzłach są zamocowane prawidłowo. Ostrożnie odkręcamy zawór reduktora butli obserwując jednocześnie manometr aparatu (4) tak, by nie przekroczyć dopuszczalnego nadciśnienia $p = 1$ bar. Musimy pamiętać, by otwór wylotowy ze szklanej rury (6) aparatu był cały czas otwarty, gdyż w przeciwnym wypadku grozi to rozerwaniem rury, bądź uszkodzeniem aparatu.
- Do pomiaru różnicy temperatury ΔT po obu stronach dławika służą dwie termopary płaszczowe NiCr - NiAl o średnicy płaszcza 0.5 mm. Należy zwrócić uwagę, by termopary płaszczowe były umieszczone centralnie w osi szklanej rury. Dokładność pomiaru różnicy temperatury ΔT nie powinna być gorsza niż 0.01 K.
- W czasie pomiaru ciśnienia i temperatury zapisujemy wskazania manometru p i różnicę temperatury ΔT . Pomiar wykonujemy dla 10 wartości nadciśnienia p od 0.1 bar do 1 bar co 0.1 bar.
- Rysujemy wykresy $\Delta T = \Delta T(p)$ dla obu badanych gazów. Porównujemy wyniki badań z przebiegami wzorcowymi $\Delta T = \Delta T(p)$, przedstawionymi na rysunku 5 i w tabelicy 1.

Tablica 1

p [kPa]	0	10	20	30	40	50	60	70	80	90	100
CO ₂	-0,16	-0,13	-0,05	0,09	0,19	0,28	0,48	0,56	0,67	0,75	0,83
N ₂	-0,02	0	0,03	0,08	0,09	0,12	0,14	0,17	0,18	0,2	0,25



Rys.5 Zależność różnicy temperatury ΔT od nadciśnienia gazu p

Jeśli na stanowisku znajduje się druga butla - z azotem, powtarzamy całą procedurę pomiarów (punkty 1 do 4) dla drugiego gazu. Podłączamy drugą butlę zawierającą azot do Aparatu Joule-Thomsona i



wykonujemy pomiary. Uzyskane wyniki dla obu gazów można przedstawić na wspólnym rysunku (jak rysunek 5)

W sprawozdaniu należy umieścić:

- a) wykresy $\Delta T = \Delta T(p)$,
- b) wnioski i ocenę otrzymanych wyników,
- c) dyskusję błędów.

Pytania kontrolne

- Co to jest dławienie ?
- Jak oblicza się entalpię gazów rzeczywistych ?
- Na czym polega zjawisko efektu Joule'a - Thomsona ?
- Jak jest zdefiniowany różniczkowy i całkowity efekt zjawiska Joule'a - Thomsona ?
- Narysować i omówić krzywą inwersji
- Jak mierzy się temperaturę w urządzeniu, na którym jest prowadzone ćwiczenie ?