



Energetyka

Prof. Maciej Chorowski

Chłodnictwo & Kriogenika

Wykład 8 – Osiąganie temperatur kriogenicznych – zjawisko Joule-Thomsona



KAPITAŁ LUDZKI
NARODOWA STRATEGIA SPÓJNOŚCI



Politechnika Wrocławska

UNIA EUROPEJSKA
EUROPEJSKI
FUNDUSZ SPOŁECZNY





Treść wykładu

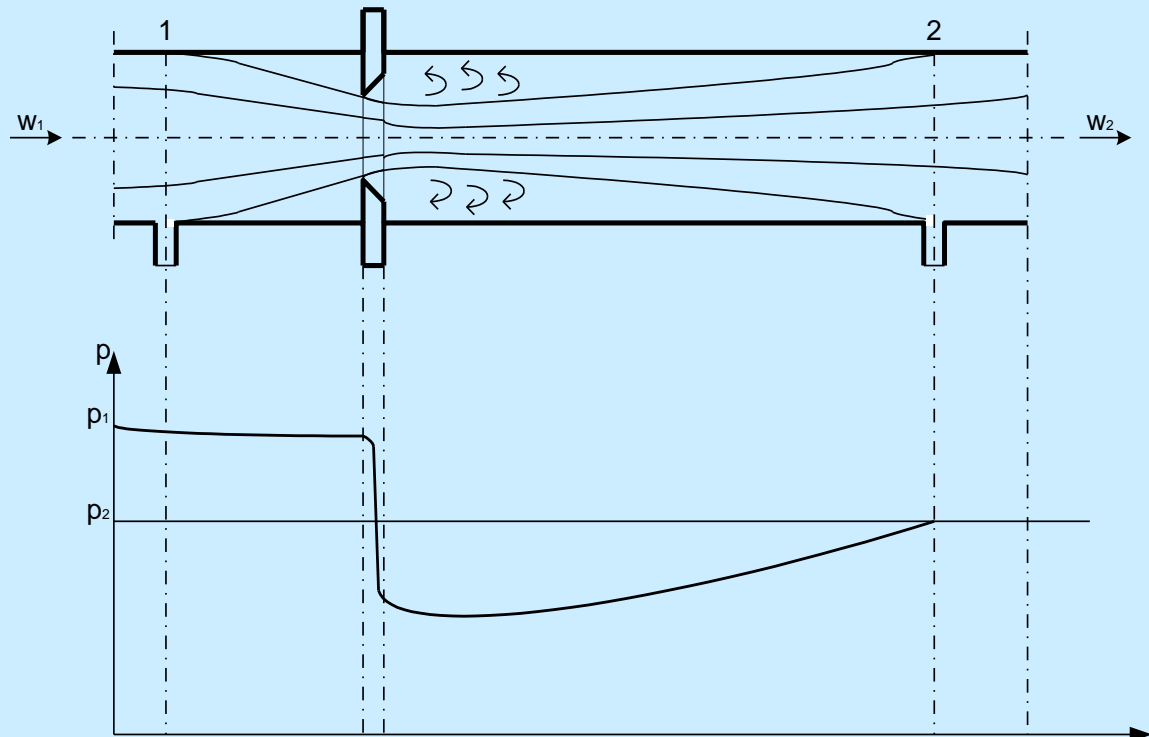
- Skraplanie gazów metodą Joule'a-Thomsona
 - Podstawy termodynamiczne dławienia izentalpowego
 - Spadek temperatury w wyniku dławienia
 - Temperatura i krzywa inwersji
 - Chłodziarki i skraplarki Joule'a-Thomsona



Dławienie izentalpowe – praktyczny i najprostszy pod względem technicznym sposób na obniżenie temperatury gazu

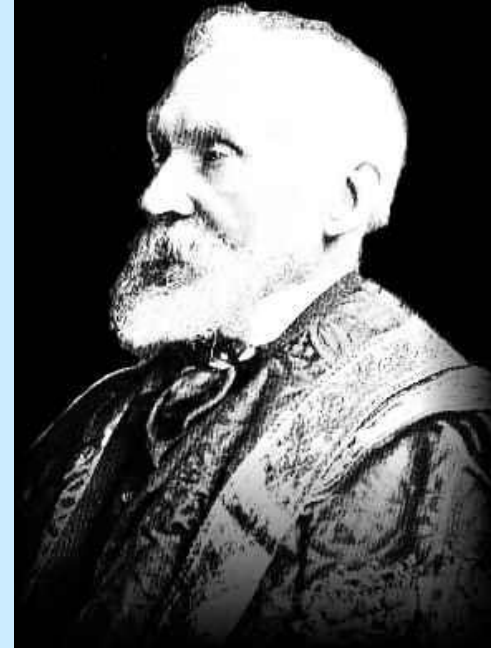
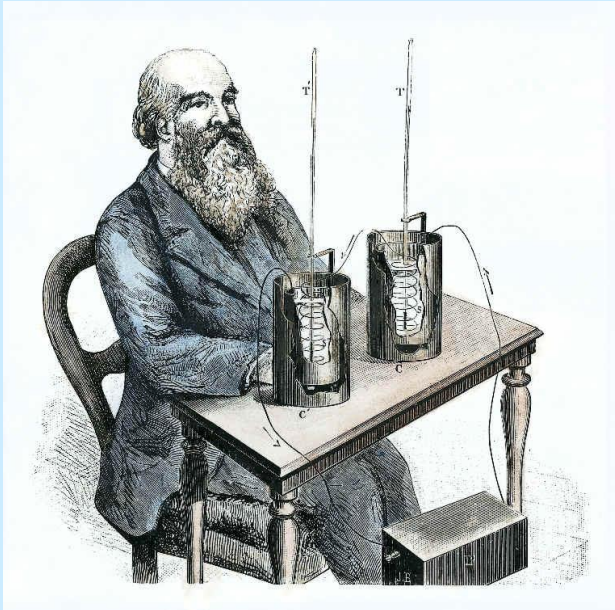
DEFINICJA:

Adiabatyczne rozprężanie gazu w układzie otwartym bez wykonania pracy zewnętrznej oraz bez zmiany prędkości ani istotnej zmiany wysokości.

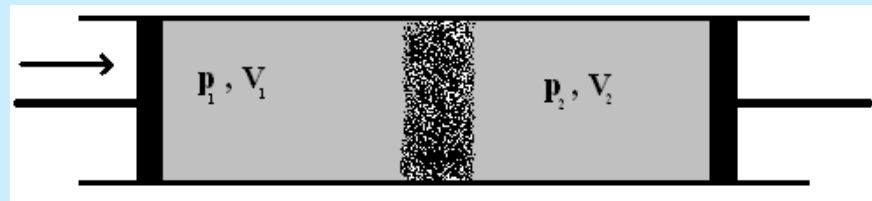




Joule i Thomson – zaobserwowali, że podczas dławienia izentalpowego gazów rzeczywistych ma miejsce zmiana temperatury gazu (efekt Joule'a-Thomsona)



T_1



T_2



Dławienie – realizacja techniczna

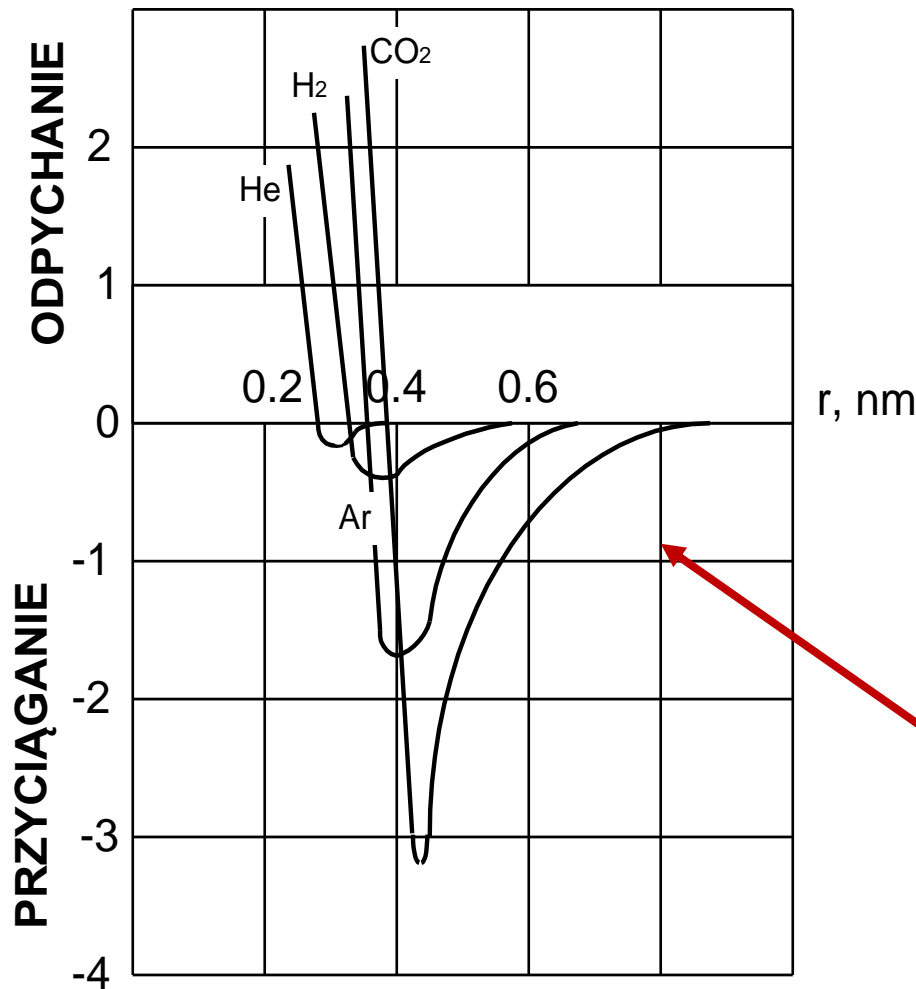
Technicznie proces dławienia można zrealizować podczas przepływu gazu przez porowatą zatyczkę, dyszę, kapilarę lub zawór dławiący. W trakcie dławienia wzrastają średnie odległości między cząsteczkami gazu. Efekt dławienia zależy od tego czy pomiędzy cząsteczkami występują oddziaływania i jaki mają charakter.





Dławienie izentalpowe

$\phi \cdot 10^{21}, J$



Dławienie izentalpowe – efekt Joule’a – Thomsona – wynika z oddziaływań międzycząsteczkowych w gazach rzeczywistych

Energia potencjalna cząstek w funkcji odległości (potencjał Lennarda – Jonesa)



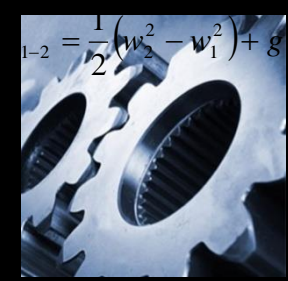
Dławienie izentalpowe

- Jeżeli w trakcie dławienia cząsteczki zwiększając odległości między sobą zyskują energię potencjalną – temperatura spada, gdyż energia potencjalna jest zwiększana kosztem energii cieplnej, zależnej wprost od temperatury.
- Jeżeli w trakcie dławienia cząsteczki zwiększając odległości między sobą tracą energię potencjalną – temperatura rośnie, gdyż energia potencjalna jest zmniejszana na rzecz wzrostu energii cieplnej.

Energia cieplna cząsteczki jednoatomowej:

$$\tilde{E} = \frac{3}{2} kT$$

k – stała Boltzmann



Bilans energii układu otwartego

$$q_{1-2} = h_2 - h_1 + \frac{1}{2} (w_2^2 - w_1^2) + g(z_2 - z_1) + l_{1-2}$$

Założenia:

1. Proces adiabatyczny: $q_{1-2} = 0$.
2. Gaz rozpręża się bez wykonania pracy zewnętrznej: $l_{1-2} = 0$.
3. Wysokość nie ulega zmianie: $z_1 = z_2$.
4. Prędkość czynnika nie ulega zmianie: $w_1 = w_2$.

Po uwzględnieniu powyższych założeń bilans energii układu otwartego przyjmuje postać:

$$0 = h_2 - h_1 \Rightarrow h_1 = h_2$$



Dławienie izentalpowe spadek temperatury

Wyrażenie entalpii jako funkcji ciśnienia i temperatury:

$$h = h(p, T)$$

Przyrównanie do zera różniczki zupełnej entalpii:

$$dh = \left(\frac{\partial h}{\partial p} \right)_T dp + \left(\frac{\partial h}{\partial T} \right)_p dT$$

Różniczkowy efekt dławienia μ_h , który pozwala na określenie zmiany temperatury gazu w efekcie zmiany jego ciśnienia:

$$\mu_h = \left(\frac{dT}{dp} \right)_h = - \frac{\left(\frac{\partial h}{\partial p} \right)_T}{\left(\frac{\partial h}{\partial T} \right)_p}$$



Dławienie izentalpowe – spadek temperatury

Ponieważ dla przemiany izobarycznej:

$$dh = dq \qquad dq = c_p dT \qquad \left(\frac{\partial h}{\partial T} \right)_p = c_p$$

Po przekształceniu wyrażenia opisującego drugą zasadę termodynamiki $dh = Tds + v dp$

do postaci:

$$\left(\frac{dh}{dp} \right)_T = T \left(\frac{ds}{dp} \right)_T + v$$

oraz po podstawieniu do równania Maxwella $\left(\frac{\partial s}{\partial p} \right)_T = - \left(\frac{\partial v}{\partial T} \right)_p$

otrzymuje się ogólne wyrażenie pozwalające na obliczenie izentalpowego efektu dławienia:

$$\mu_h = \left(\frac{dT}{dp} \right)_h = \frac{T \left(\frac{\partial v}{\partial T} \right)_p - v}{c_p}$$



To warto pamiętać !!!



Dławienie izentalpowe opisuje różniczkowy współczynnik efektu dławienia μ_h , wynikający z równania izentalpy

W przypadku, gdy różniczkowy efekt dławienia μ_h :

$\mu_h > 0$ – oziębienie ($T_2 < T_1$, $p_2 < p_1$)

$\mu_h < 0$ – ogrzewanie ($T_2 > T_1$),


$\mu_h = 0$ – brak zmiany temperatury, punkt inwersji.

Punkty inwersji leżą na krzywej inwersji. Krzywą inwersji opisuje równanie:

$$T \left(\frac{\partial v}{\partial T} \right)_p - v = 0$$

które można rozwiązać po podstawieniu równania stanu gazu i obliczeniu z tego równania pochodnej

Uwaga: dławienie izentalpowe gazu doskonałego nie powoduje zmiany temperatury !!!


$$\left(\frac{\partial v}{\partial T} \right)_p$$



Pierwszym historycznie równaniem, które prawidłowo opisywało właściwości gazu rzeczywistego było równanie van der Waalsa:

$$\left(p + \frac{a}{v^2} \right) \cdot (v - b) = R \cdot T$$

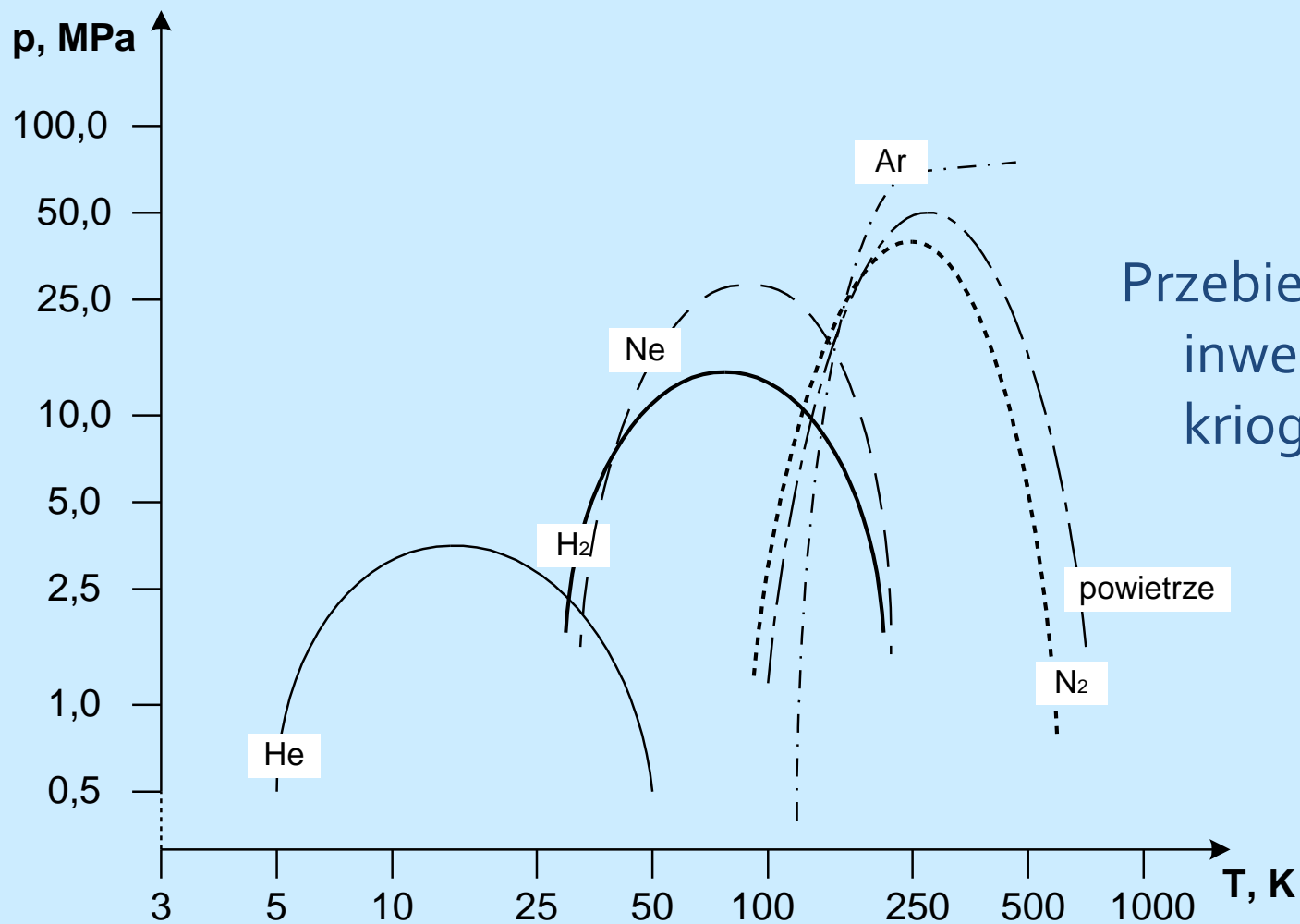
Po zastosowaniu równania van der Waalsa otrzymuje się następujące wyrażenie określające różniczkowy efekt dławienia i temperaturę inwersji:

$$\mu_h = \frac{\frac{2a}{RT} - b}{c_p}$$

$$T_{inw} = \frac{2a}{Rb}$$



Dławienie izentalpowe – krzywe inwersji



Przebieg krzywych inwersji gazów kriogenicznych.

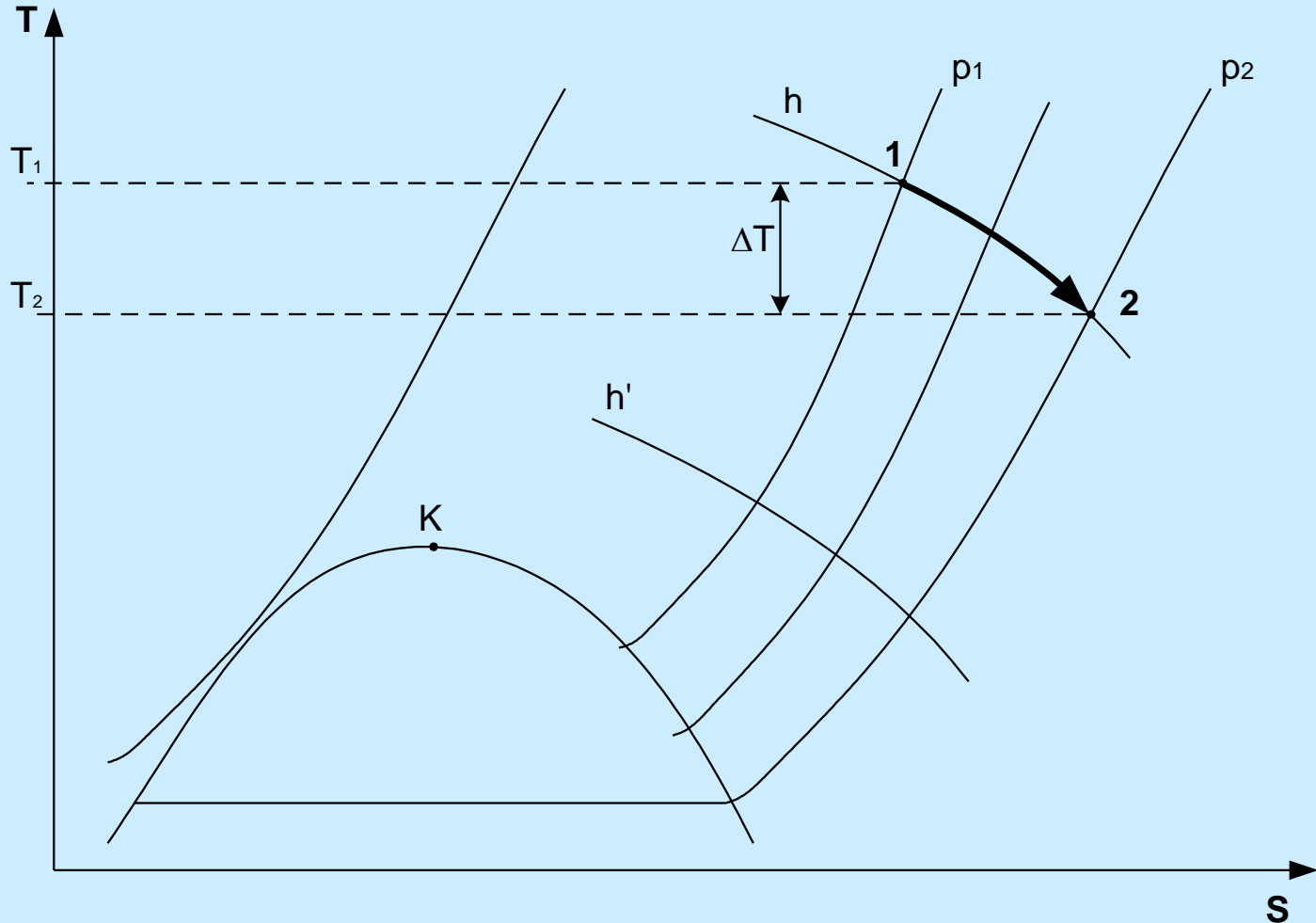


Dławienie izentalpowe – maksymalne temperatury inwersji

Gaz	Maksymalna temperatura inwersji, K	
	eksperyment	z równania van der Walsa
Argon	765	-----
Azot	604	837
Hel – 3	39	-----
Hel – 4	46	34,3
Neon	230	-----
Powietrze	650	895
Metan	953	-----
Tlen	771	1090
Wodór	204,6	223



Dławienie izentalpowe – wykres Ts





Zawory Joule-Thomsona – stosowane w kriogenice

