

AKADEMIA GÓRNICZO-HUTNICZA
IM. STANISŁAWA STASZICA W KRAKOWIE

AGH UNIVERSITY OF SCIENCE
AND TECHNOLOGY

AGH

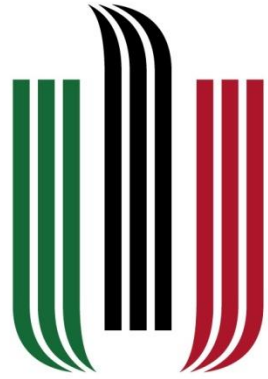
Inżynieria Chemiczna

Transport masy i ciepła

dr hab. inż. Agnieszka Gubernat, prof. AGH

gubernat@agh.edu.pl

p.1.14; budynek B8



AGH

**AKADEMIA GÓRNICZO-HUTNICZA
IM. STANISŁAWA STASZICA W KRAKOWIE**

**AGH UNIVERSITY OF SCIENCE
AND TECHNOLOGY**

Gaz doskonały

Przemiany termodynamiczne

PLAN WYKŁADÓW

1. Wprowadzenie, podstawowe zasady , podstawowe zasady technologii chemicznej, schemat procesowy
2. Termodynamika procesów, energia, ciepło
3. Źródła energii, spalanie i właściwości paliw, niekonwencjonalne źródła energii
4. Temperatura, zerowa zasada termodynamiki, termodynamiczna definicja temperatury,
5. Termometria, pomiary temperatury
6. Suszenie i suszarnie
7. Przepływ ciepła, mechanizmy wymiany ciepła, stałe materiałowe
8. Płyny, statyka, dynamika, równanie ciągłości strugi, prawo Bernoulliego
9. Opory przepływu, filtracja, opadanie cząstek w płynach, sedimentacja,
10. Pomiary prędkości i natężenia przepływu,
11. Homogenizacja zawiesin, ocena jednorodności,
12. Segregacja hydrauliczna, odpylanie i oczyszczanie gazów.
13. Reologia, modele reologiczne, zawiesiny i pasty,
14. Rozdrabnianie ciał stałych, klasyfikacja ziarnowa, metodyka pomiaru rozkładu i wielkości ziaren,

GAZ DOSKONAŁY



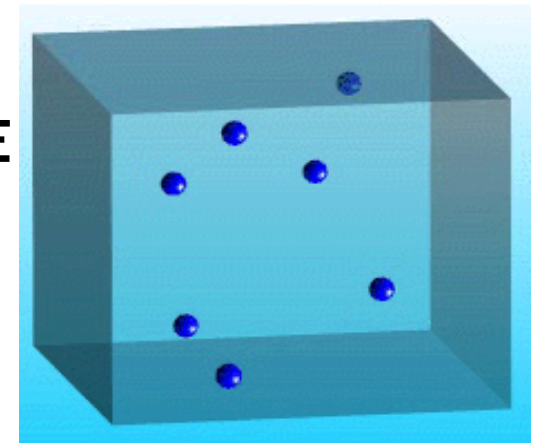
Równanie stanu to zależność funkcji stanu od jednoczesnych wartości parametrów koniecznych do określenia stanów równowagi trwałej.

Jest to zwykle jednowartościowa i ciągła zależność funkcyjna pomiędzy parametrami (funkcją) stanu a niezależnymi parametrami stanu.

Gaz doskonały

- Nie występują w nim siły międzycząsteczkowe (nie przyciągają się wzajemnie),
- Jego cząsteczki rozpatruje się jako punkty materialne nie mające objętości, idealnie rozproszone,
- Cząsteczki są nieskończenie małe i sztywne (tzn. nie występują drgania),

**GAZ DOSKONAŁY W TERMODYNAMICE TO POJĘCIE
RÓŻNE OD GAZU DOSKONAŁEGO
W HYDROMECHANICE
(ten jest nielepki)**



GAZ DOSKONAŁY



- składa się z identycznych cząstek,
- cząsteczki poruszają się chaotycznie i podlegają prawom dynamiki Newtona,
- siły działają na cząsteczki tylko w momentach zderzeń,
- zderzenia są sprężyste, a czas ich trwania można pominąć,
- całkowita liczba cząsteczek jest bardzo duża,
- objętość cząsteczek jest zanedbywalnie mała w porównaniu z objętością gazu,

PARAMETRY CHARAKTERYZUJĄCE GAZ

Temperatura, będąca miarą średniej energii kinetycznej ruchu gazu,

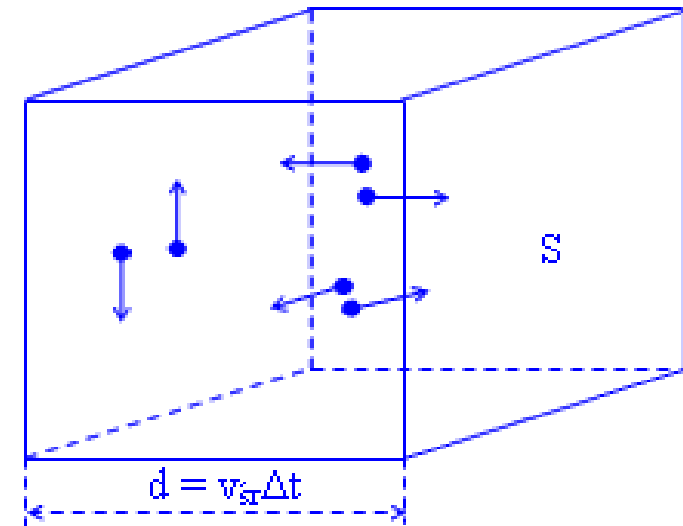
Objętość,

Ciśnienie, cząsteczki gazu zderzając się ze ścianką naczynia działają na nią siłami. Ciśnienie gazu zależy od liczby zderzeń (od gęstości) i od energii kinetycznej cząsteczek (od temperatury),

KINETYCZNA TEORIA GAZÓW

Właściwości gazu doskonałego wg teorii kinetycznej:

- ilość molekuł jest bardzo duża równa N_A ,
- objętość cząstek $\cong 0$,
- gaz znajduje się w naczyniu o kształcie sześcianu o krawędzi l ,
- cząsteczki nie zderzają się ze sobą, jedynie uderzają w ścianki naczynia i zostają odbite sprężyście, kąt odbicia jest równy kątowi padania.
- średnia energia kinetyczna wytwarzana przez cząstkę \propto temperatury gazu w K,



KINETYCZNA TEORIA GAZÓW DOSKONAŁYCH

Siła całkowita:

$$F_c = \frac{p \xi d}{t} = \frac{\Delta p}{\Delta t} = \frac{2m_c}{l} \cdot u_{sr}^2$$

Ciśnienie całkowite:

$$p = \frac{F_c}{S} = \left(\frac{2m_c}{l} \right) \cdot u_{sr}^2 \cdot \frac{1}{6l^2} = m \cdot \frac{u_{sr}^2}{3V} = \frac{1}{3} \cdot u_{sr}^2 \cdot \rho$$

Ciśnienie całkowite dla 1 mola:

$$p = N_A \cdot m \cdot \frac{u_{sr}^2}{3V}$$

Średnia prędkość ruchu cząstek:

$$p = N_A \frac{m}{3V} u_{sr}^2 = \frac{RT}{V} \Rightarrow u_{sr} = \sqrt{\frac{3RT}{mN_A}}$$

KINETYCZNA TEORIA GAZÓW DOSKONAŁYCH

Energia kinetyczna postępowego (translacyjnego)
ruchu cząstek:

$$E_k = \frac{m \cdot u^2}{2} = \frac{m}{2} \cdot \frac{3RT}{N_A \cdot m}$$

Dla jednej cząsteczki:

$$E_k = \frac{3}{2} \cdot \frac{1}{N_A} RT$$

Dla n moli:

$$E_k = \frac{3}{2} \cdot nRT$$

Dla 1 mola:

$$E_k = \frac{3}{2} \cdot RT$$

KINETYCZNA TEORIA GAZÓW DOSKONAŁYCH

Temperatura:

$$T = \frac{2}{3} \cdot \frac{E_k}{mR} = \frac{1}{3} \cdot \frac{u_{sr}^2}{R}$$

Temperaturę bezwzględną definiujemy jako wielkość wprost proporcjonalną do średniej energii kinetycznej cząsteczek.

**Gaz jednoatomowy:
Molowa energia wewnętrzna:**

$$U = \frac{3}{2} \cdot RT$$

Molowa entalpia:

$$H = \frac{5}{2} \cdot RT$$

Ciepło właściwe molowe przy $V=\text{const}$:

$$C_v = \frac{3}{2} \cdot R$$

Ciepło właściwe molowe przy $p=\text{const}$

$$C_p = \frac{5}{2} \cdot R = C_v + R$$

Ciepło właściwe przy stałym ciśnieniu jest większe od ciepła właściwego przy stałej objętości $C_p > C_v$.

Dzieje się tak dlatego, że w przemianie izobarycznej trzeba dostarczać ciepła nie tylko na zmianę energii wewnętrznej, związaną ze zmianą temperatury, ale i na wykonanie pracy związanej ze zmianą objętości podczas gdy w przemianie izochorycznej praca jest równa zero.

CIEPŁO WŁAŚCIWE

ilość ciepła potrzebna do ogrzania jednostki masy o 1 stopień (1K). Jednostka (SI) [J/kg·K].

$$c = \frac{dQ}{dm} \left[\frac{\text{J}}{\text{kg} \cdot \text{K}} \right]$$

Analogicznie wielkości odniesione do 1 mola lub jednostki objętości nazywa się odpowiednio CIEPŁEM MOLOWYM lub CIEPŁEM OBJĘTOŚCIOWYM c_v .

Dla gazów wyróżnia się:

CIEPŁO WŁAŚCIWE IZOBARYCZNE c_p ($p=\text{const}$)

$$c_p = \left(\frac{\partial H}{\partial T} \right)_p$$

i CIEPŁO WŁAŚCIWE IZOCHORYCZNE ($V=\text{const}$).

$$c_p = \left(\frac{\partial U}{\partial T} \right)_V$$

CIEPŁO WŁAŚCIWE

Ciepło właściwe zależy od stanu fazowego substancji i stanowi jej istotną cechę. Nie jest wielkością stałą, zależy od temperatury. Zależność ciepła właściwego w funkcji temperatury ma charakter liniowy.

$$c = c_0 + bt \left[\frac{\text{kJ}}{\text{kg} \cdot \text{K}} \right]$$

gdzie:

c_0 - ciepło właściwe przy temperaturze 0°C ,

b - współczynnik zależny od rodzaju substancji,

Przeważnie ogrzewa się substancje w zakresie znacznych różnic temperatur i wówczas ilość ciepła potrzebna na ogrzanie w granicach temperatur od t_1 do t_2 będzie równa:

$$Q = \bar{c}(t_1 - t_2) \text{ [kJ]}$$

gdzie:

$$\bar{c} - \text{średnie ciepło właściwe, } \bar{c} = c_0 + \frac{bt}{2} \left[\frac{\text{kJ}}{\text{kg} \cdot \text{K}} \right]$$

Wartość ciepła właściwego przy stałym ciśnieniu jest większa od ciepła właściwego przy stałej objętości. Zwykle posługuje się wartościami ciepła właściwego przy stałym ciśnieniu, przyjmuje się, że ciśnienie wewnątrz urządzeń niewiele różni się od ciśnienia zewnętrznego i nie podlega większym wahaniom.



AGH

RÓWNANIE STANU GAZU DOSKONAŁEGO

$$pV = nRT$$

gdzie:

v - objętość właściwa: $v = V/m = 1/\rho$ [m^3/kg]

Ilość gazu wyrażoną w kg można przedstawić następująco:

$$\frac{m_1}{m_2} = \frac{Nm_1}{Nm_2} = \frac{n_1M_1}{n_2M_2}$$

$n_1=n_2=n$, bo masy molowe są wprost proporcjonalne do mas cząsteczkowych oraz mas cząsteczek rozpatrywanych gazów,

Mol dowolnego gazu zawiera ściśle określoną liczbę cząsteczek czyli N_A

$$N_A = 6,0268 \pm 0,0016 \cdot 10^{23} \text{ mol}^{-1}$$

Ilość gazu w $T,p=\text{const}$ to:

$$\left(\frac{\rho_1}{\rho_2}\right)_{T,p} = \left(\frac{v_2}{v_1}\right)_{T,p} = \frac{M_1}{M_2} \quad \text{objętość właściwa } v = \frac{V}{m}$$

RÓWNANIE STANU GAZU DOSKONAŁEGO

zatem

$$v_1 M_1 = v_2 M_2 = v M = \bar{V} = \text{const}$$

Dlatego, w normalnych warunkach
 $T=273,15 \text{ K}$; $p=1\text{atm}=101325\text{Pa}$,
objętość wynosi:
 $V=22,4 \text{ m}^3/\text{kmol}$

PRAWO AVOGADRO

PRZY JEDNOKOWYCH CIŚNIENIACH I JEDNAKOWYCH TEMPERATURACH ZAWARTE SĄ W JEDNAKOWYCH OBJĘTOŚCIACH GAZÓW DOSKONAŁYCH JEDNAKOWE LICZBY CZĄSTEK.

Przy jednakowych ciśnieniach i jednakowych temperaturach zawarte są w jednakowych objętościach gazów doskonałych jednakowe liczby ich moli lub kilomoli.

Mol dowolnego gazu zawiera ściśle określoną liczbę cząstek tzw. **liczbę Avogadro**

$$N_A = 6,0268 \cdot 10^{23} \text{ 1/mol}$$

PRAWO AVOGADRO

Uniwersalna stała gazowa:

$$p_1 V_1 = R_1 T_1$$

$$p_2 V_2 = R_2 T_2$$

Otrzymuje się ($p, T = \text{const}$):

$$\left(\frac{V_1}{V_2}\right)_{p,T} = \frac{R_2}{R_1} = \frac{M_1}{M_2}$$

Zatem, po uwzględnieniu wcześniejszych zależności:

$$M_1 R_1 = M_2 R_2 = MR = \bar{R} = \text{const}$$

PRAWO AVOGADRO

$$M_1 R_1 = M_2 R_2 = MR = \bar{R} = \text{const}$$

Uniwersalna stała gazowa $R_M = 8314 \text{ J/K}\cdot\text{kmol} = 8,314 \text{ J/K}\cdot\text{mol}$

$$mR = n\bar{R}$$

dla n kilomoli

$$pV = n\bar{R}T$$

dla 1 kilomola

$$pV = \bar{R}T$$

$$R = k \cdot N_A = (1,38 \cdot 10^{-23} \text{ [J/K]}) \cdot (6,23 \cdot 10^{23} \text{ [1/mol]}) \\ = 8,314 \text{ [J/mol}\cdot\text{K]}$$

PRZEMIANY TERMODYNAMICZNE

Działania występujące między układem a otoczeniem prowadzące do zmian stanu układu, czyli zmian tylko jednego z parametrów stanu układu nazywane są przemianami termodynamicznymi.

Przemiany mogą być odwracalne (występujące zwykle w teorii) i nieodwracalne (występujące zwykle w rzeczywistości).

Przemiany:

Izochoryczne - $V = \text{const}$

Izobaryczne - $p = \text{const}$

Izotermiczne - $T = \text{const}$

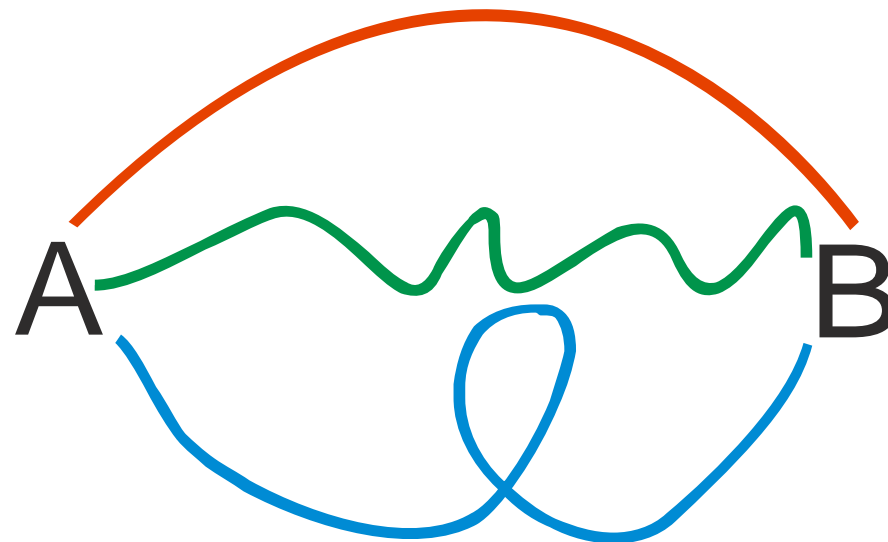
Izoentropowe - $S = \text{const}$

Adiabatyczna - wówczas występują dwie zmienne niezależne;

PRZEMIANY TERMODYNOMICZNE

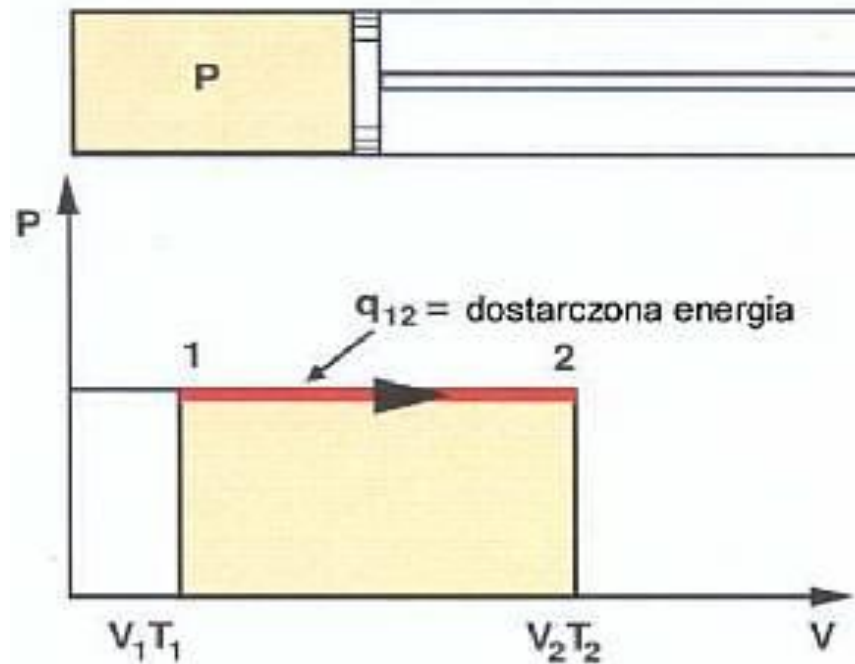
Funkcje stanu są jednoznacznie określone przez parametry stanu, a zmiany są jednoznacznie określone przez jej wartości w stanach początkowym i końcowym.

$$\Delta U = U_{końc.} - U_{pocz.}$$



PRZEMIANY TERMODYNAMICZNE

Przemiana izobaryczna $p = \text{const}$



Pracą jest pole prostokąta jak na rysunku. Praca jest równa przyrostowi lub ubytkowi entalpii.

PRAWA GAZÓW DOSKONAŁYCH

1. Prawo Guy - Lussaca (1802 r.)

Przemiana izobaryczna $p = \text{const}$

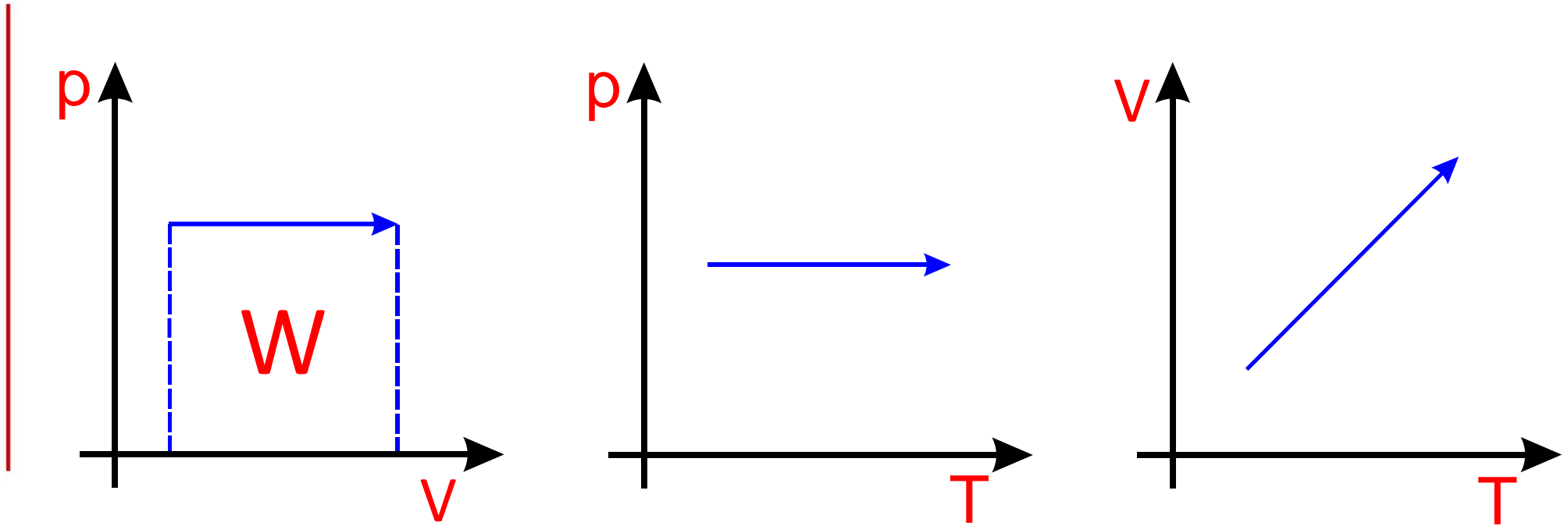
$$\frac{T_1}{T_2} = \frac{V_1}{V_2}$$

Objętości gazów doskonałych przy stałym ciśnieniu są wprost proporcjonalne do temperatur bezwzględnych.



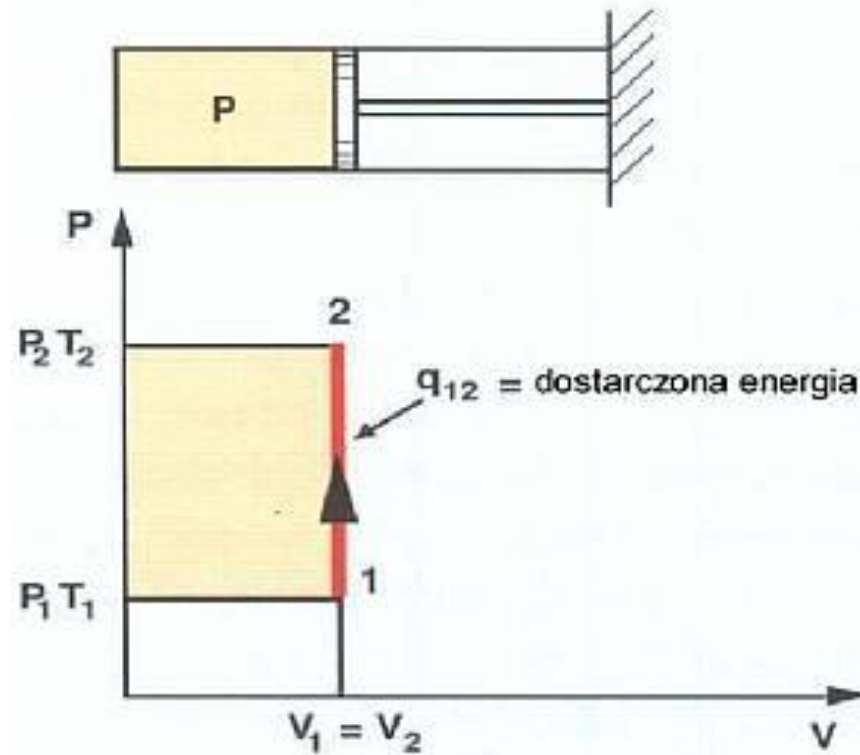
J. L. Guy-Lussac
1778-1850

Przemiana izobaryczna $p = \text{const}$



PRZEMIANY TERMODYNOMICZNE

a) Przemiana izochoryczna $V = \text{const}$



W przemianach przy stałej objętości pobrana ilość ciepła jest równa przyrostowi energii wewnętrznej układu.
Pracy zewnętrznej układ nie wykonuje.

PRAWA GAZÓW DOSKONAŁYCH

2. Prawo Charlesa (1787r.)

Przemiana izochoryczna $V = \text{const}$

$$\frac{T_1}{T_2} = \frac{p_1}{p_2} \quad p_1 = p_0 \left(1 + \frac{t}{273} \right)$$

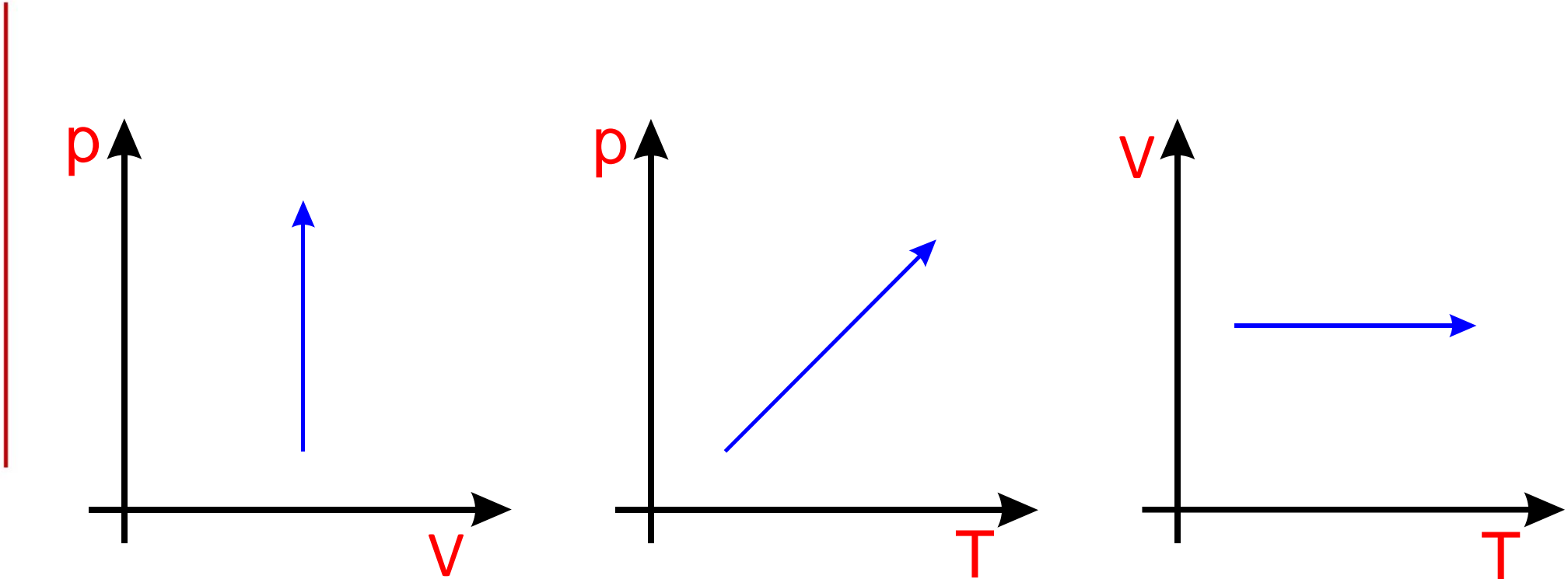


J. Charles
1746-1823

Ciśnienia gazów doskonałych o stałej objętości są wprost proporcjonalne do temperatur bezwzględnych.

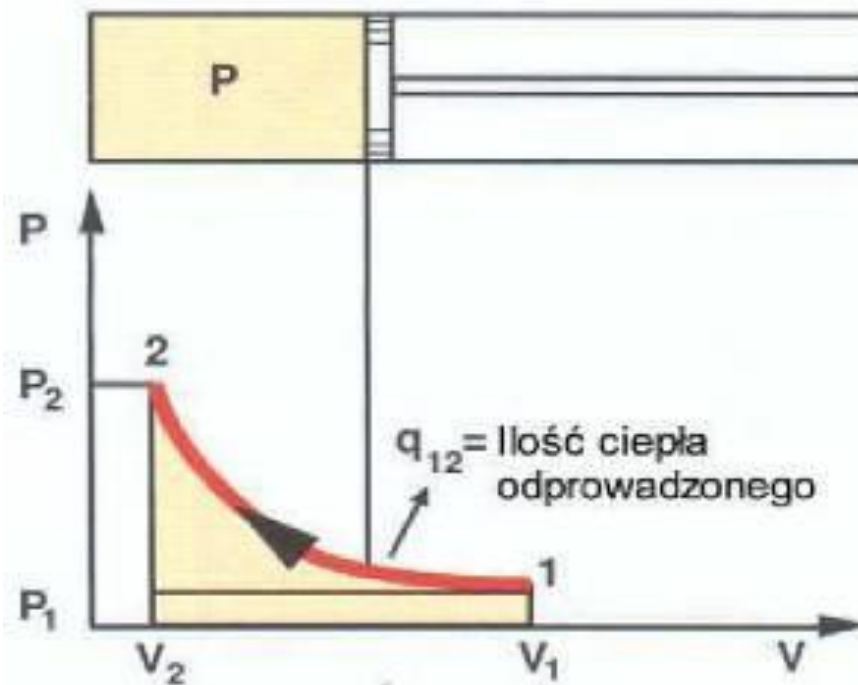
Ciśnienie gazu p w stałej objętości zwiększa się o stały ułamek ciśnienia tego gazu zmierzonego w temperaturze 0°C przy wzroście temperatury o 1°C :

Przemiana izochoryczna $V = \text{const}$



PRZEMIANY TERMODYNAMICZNE

a) Przemiana izotermiczna $T = \text{const}$



Praca zewnętrzna i pobrana ilość ciepła zależą od stanu początkowego i końcowego, czyli od charakteru krzywej (hiperboli).

Ciepło jest zużywane na pracę przeciwko siłom zewnętrznym dlatego $\Delta U = 0$.

3. Prawo Boyle'a (1662r.) - Mariotte'a (1679r.)

Przemiana izotermiczna $T = \text{const}$

$$\frac{p_1}{p_2} = \frac{V_2}{V_1}$$

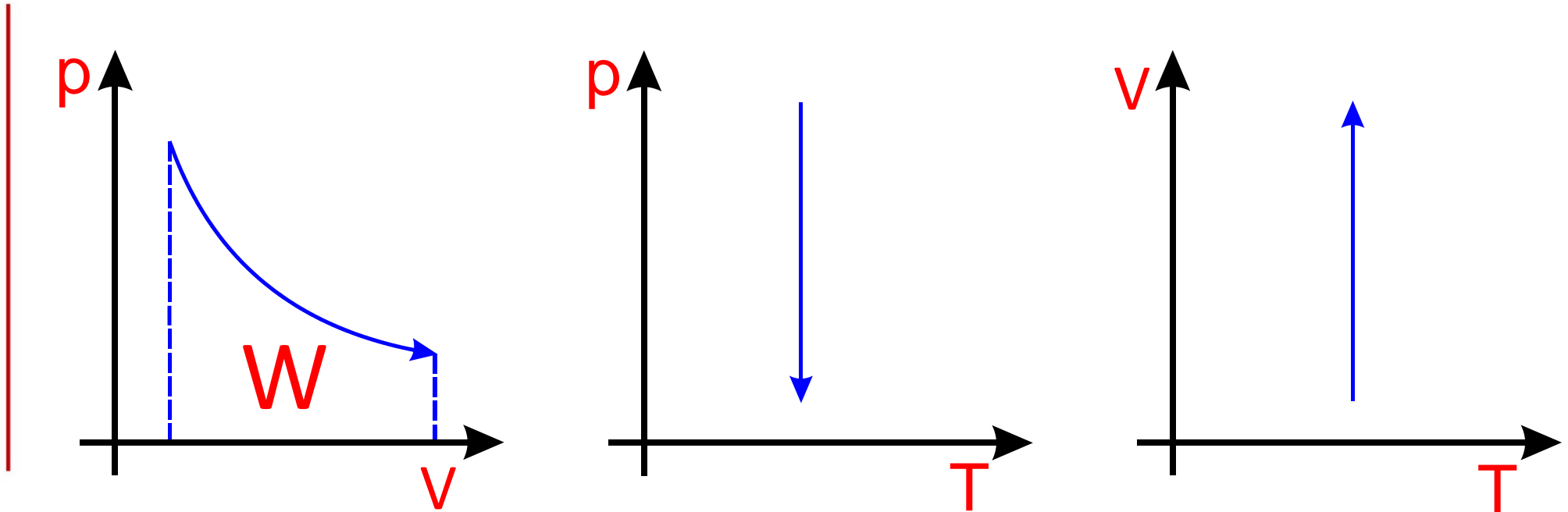
Objętości gazów doskonałych w stałej temperaturze są odwrotnie proporcjonalne do ciśnień bezwzględnych.

E. Mariotte
1620-1684



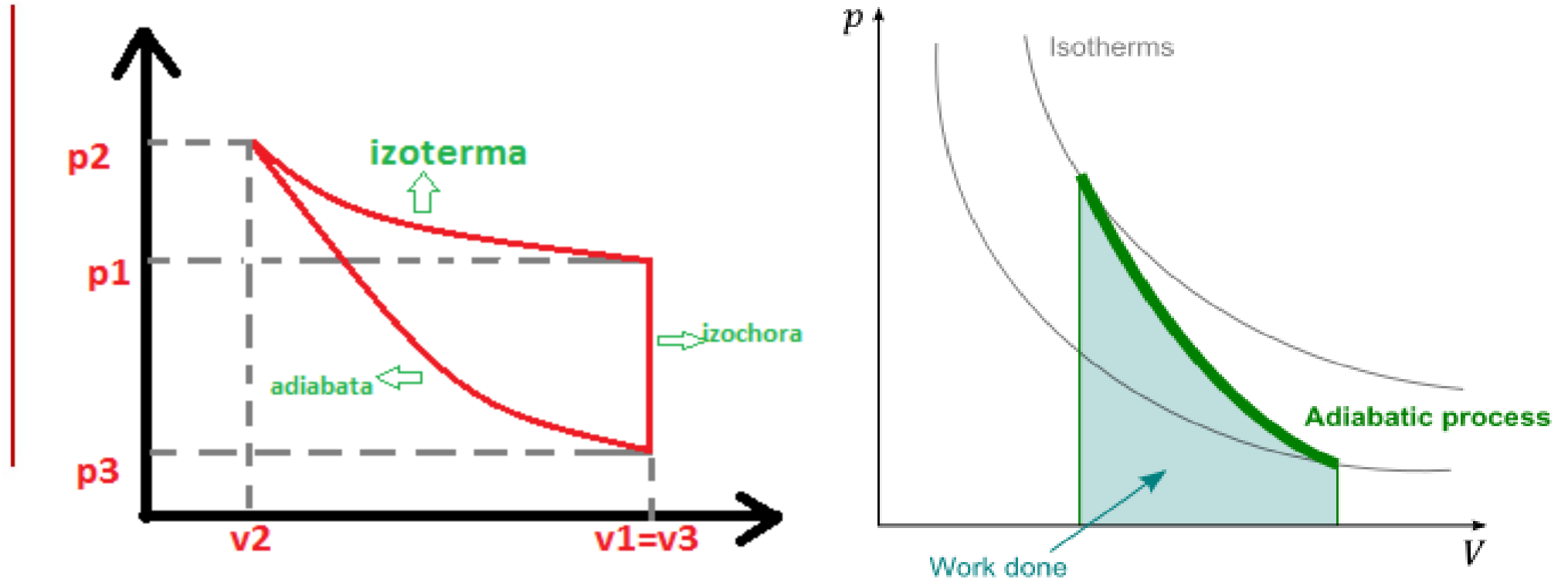
R. Boyle
1627-1691

Przemiana izotermiczna $T = \text{const}$



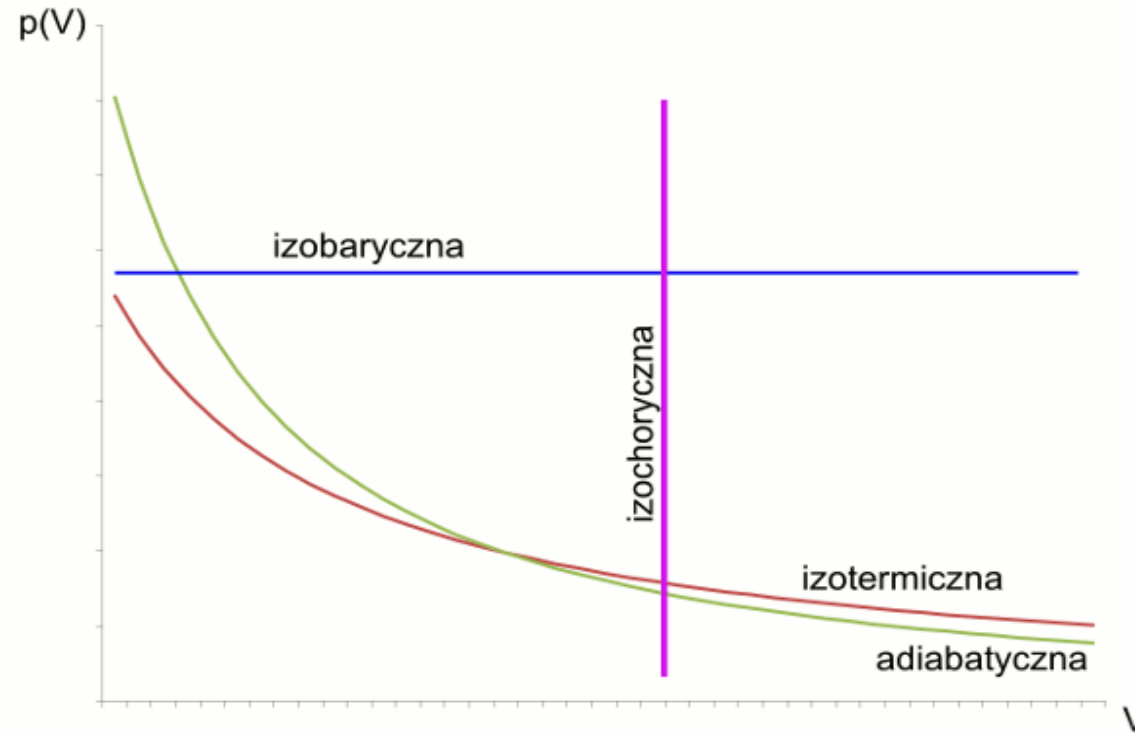
PRZEMIANY TERMODYNAMICZNE

a) Przemiana adiabatyczna



W przemianach adiabatycznych $dQ=0$, wówczas praca zewnętrzna dokonywana jest kosztem energii wewnętrznej.

PRZEMIANY TERMODYNAMICZNE



Prawo Poissona:

$$p_1 \cdot V_1^{\kappa} = p_2 \cdot V_2^{\kappa}$$

W przemianach adiabatycznych $dQ=0$, wówczas praca zewnętrzna dokonywana jest kosztem energii wewnętrznej.



Kot spada na 4 łapy



Kromka upada masłem do dołu



Przyczep chleb z masłem
do pleców kota



Kot zacznie się obracać
i nigdy nie spadnie



Koto-Chleb podłącz
do generatora...



Nieskończona energia!

DZIĘKUJĘ
ZA UWAGĘ