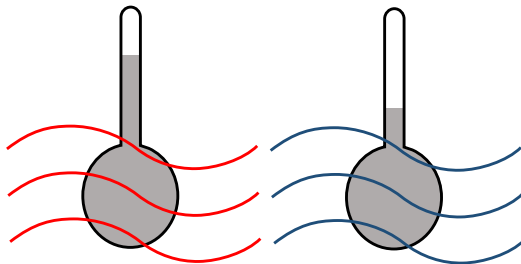


LA TEMPERATURA

Il termometro

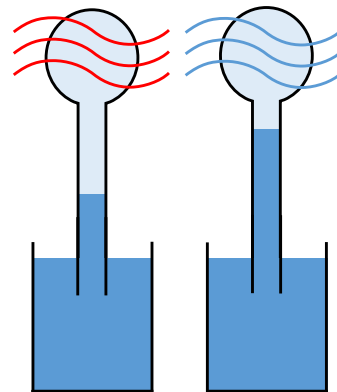
E' uno strumento che serve a misurare la temperatura.

Si basa sul fatto che la densità (e quindi il volume) del fluido contenuto al suo interno cambia al variare della temperatura: a temperature più alte, la densità si abbassa; a temperature più basse, la densità si alza.



Il termoscopio

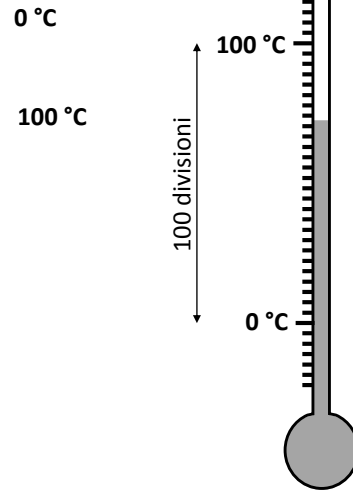
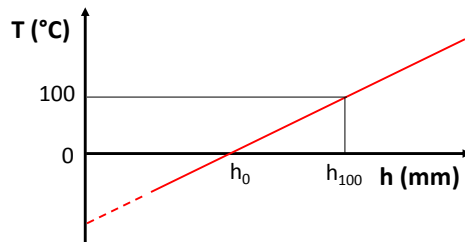
L'antenato del termometro (Galileo). Il fluido che cambia densità è l'aria posta sopra al liquido.



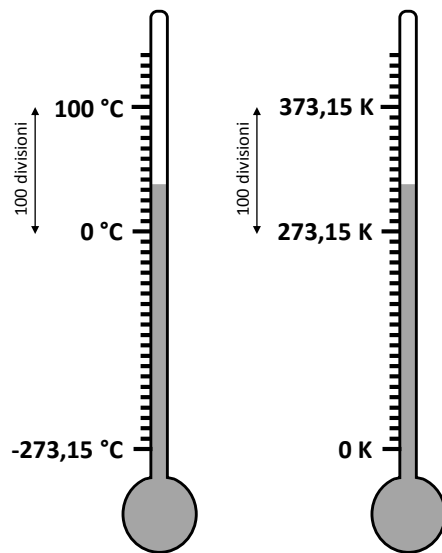
La scala Celsius

In condizioni normali ($P_{atm} = 1,013 \cdot 10^5 Pa$):

- 1) L'acqua si congela sempre alla stessa temperatura.
- 2) L'acqua entra in ebollizione sempre alla stessa temperatura.
- 3) L'altezza del fluido nel capillare varia linearmente con la temperatura.



La scala Kelvin



- 1) La differenza di 1 °C corrisponde alla differenza di 1 K.
- 2) L'origine della scala Kelvin corrisponde allo zero assoluto.
- 3) La relazione che lega °C e K è:

$$T_K = t_C + 273,15$$

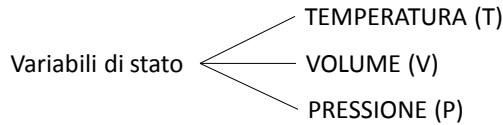
La scala Fahrenheit

Nella scala Fahrenheit, l'acqua si ghiaccia a 57,6 °F e bolle a 237,6 °C. La relazione che lega °C a °F è:

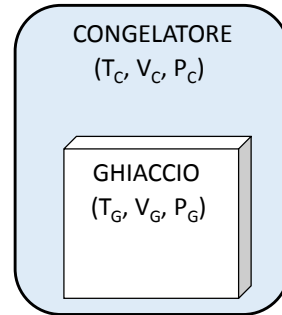
$$t_F = \frac{9}{5}(t_C + 32)$$

Principio Zero della Termodinamica

Le *variabili di stato* di un sistema fisico sono le grandezze il cui valore dipende dallo stato attuale del sistema, e non dagli stati precedenti.



Due sistemi posti in contatto termico si dicono in *equilibrio termico* quando le loro variabili di stato rimangono costanti nel tempo.

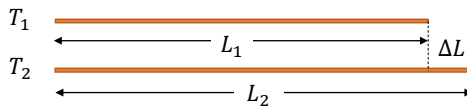


Principio Zero della Termodinamica

Se due sistemi sono in equilibrio termico con un terzo sistema, allora sono in equilibrio termico tra di loro.

Dilatazione termica lineare

Legge della dilatazione termica lineare



La lunghezza di una qualsiasi dimensione lineare di un corpo varia al variare della temperatura, e tale variazione è descritta *in buona approssimazione* dalla legge

$$L_2 = L_1(1 + \lambda \Delta T)$$

dove L_1 è la lunghezza iniziale, L_2 è la lunghezza dopo un aumento di temperatura di ΔT gradi Kelvin (o Celsius), e λ è una costante detta coefficiente di dilatazione lineare, che dipende dal materiale di cui è costituito il corpo.

L'unità di misura di λ è: $[\lambda] = \frac{1}{K}$ o $[\lambda] = \frac{1}{^{\circ}C}$

Nota bene 1

La legge si può riformulare nel seguente modo:

$$\Delta L = L_1 \lambda \Delta T$$

Nota bene 2

Il valore di λ non è esattamente costante, ma dipende dall'intervallo di temperatura in cui avviene il fenomeno. Di seguito sono riportati alcuni valori validi a temperature prossime a quella ambiente.

Ferro	$12 \cdot 10^{-6} K^{-1}$
Rame	$17 \cdot 10^{-6} K^{-1}$
Alluminio	$23 \cdot 10^{-6} K^{-1}$
Piombo	$29 \cdot 10^{-6} K^{-1}$

Dilatazione termica lineare

Nota bene 3

Il grafico della lunghezza della sbarra in funzione della temperatura è una retta.

La legge della dilatazione termica è:

$$L_2 = L_1(1 + \lambda \Delta T)$$

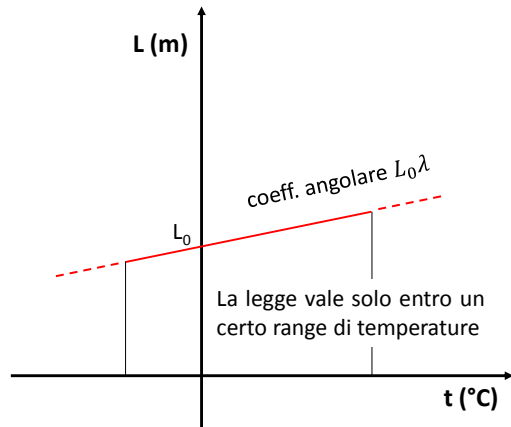
Sia L la lunghezza della sbarra ad una temperatura t (in °C), e sia L_0 la lunghezza della sbarra a 0 °C.

In questo caso la legge si può riformulare così:

$$L = L_0(1 + \lambda (t - 0))$$

$$L = L_0(1 + \lambda t)$$

$$L = L_0 \lambda t + L_0$$

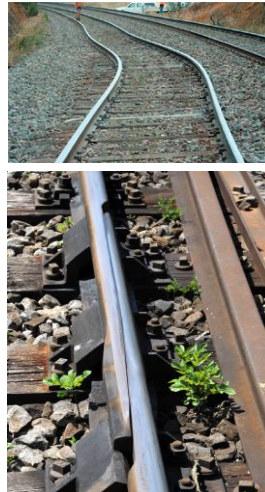


Dilatazione termica lineare

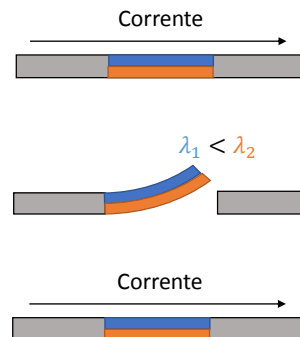
PONTI



BINARI

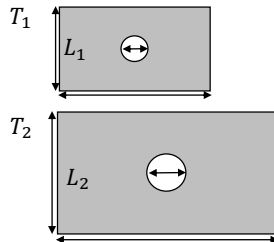


LUCI A
INTERMITTENZA



Dilatazione termica superficiale e volumica

Dilatazione termica superficiale



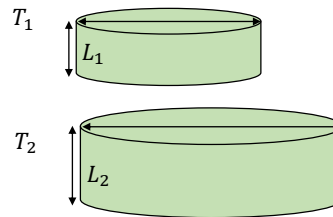
ogni dimensione varia secondo la legge di dilatazione termica lineare

La superficie di un corpo varia al variare della temperatura, e tale variazione è descritta in buona approssimazione dalla legge

$$S_2 = S_1(1 + \sigma \Delta T)$$

dove $\sigma \approx 2\lambda$ è una costante detta coefficiente di dilatazione superficiale.

Dilatazione termica volumica



Il volume di un corpo varia al variare della temperatura, e tale variazione è descritta in buona approssimazione dalla legge

$$V_2 = V_1(1 + \alpha \Delta T)$$

dove $\alpha \approx 3\lambda$ è una costante detta coefficiente di dilatazione volumica.

Dilatazione termica dei liquidi

Anche il volume di un liquido varia al variare della temperatura, e tale variazione è ancora descritta in buona approssimazione dalla legge

$$V_2 = V_1(1 + \alpha \Delta T)$$

dove α è una costante detta coefficiente di dilatazione volumica, che dipende dal liquido ed è di 3 ordini di grandezza maggiore rispetto a quella dei solidi.

Nota bene

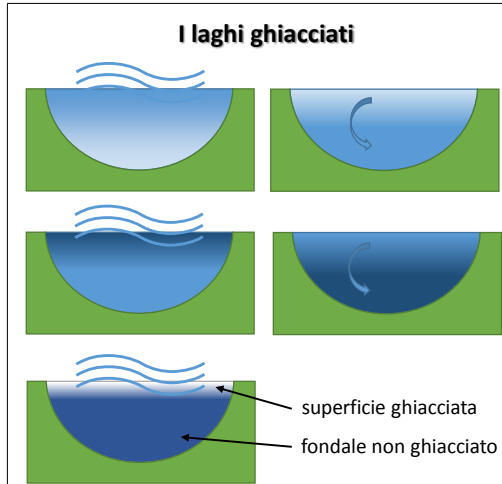
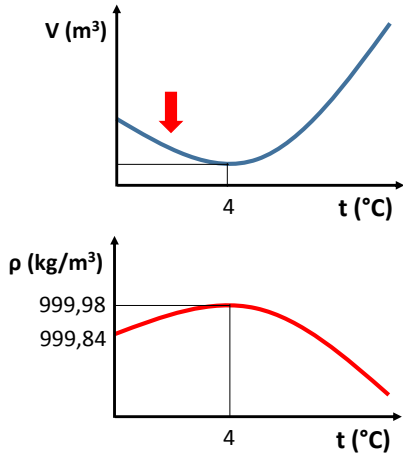
Come nel caso dei solidi il valore di α non è esattamente costante, ma dipende dall'intervallo di temperatura in cui avviene il fenomeno. Di seguito sono riportati alcuni valori validi a temperature prossime a quella ambiente.

Mercurio	$0,18 \cdot 10^{-3} K^{-1}$
Olio di oliva	$0,53 \cdot 10^{-3} K^{-1}$
Benzina	$1,00 \cdot 10^{-3} K^{-1}$
Etanolo	$1,12 \cdot 10^{-3} K^{-1}$

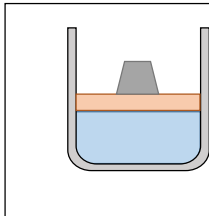
Il valore del coefficiente di dilatazione volumica dell'acqua invece è fortemente influenzato dalla temperatura, e ha un comportamento anomalo.

Il comportamento anomalo dell'acqua

Come per tutti i liquidi, il volume dell'acqua diminuisce al diminuire della temperatura (o, equivalentemente, la densità aumenta). Ma scendendo sotto i 4 °C il volume inizia ad aumentare (o, equivalentemente, la densità inizia a diminuire).



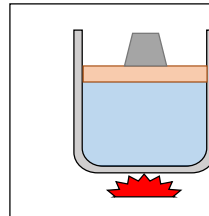
1 - Prima legge di Gay-Lussac



$$P = cost$$

$$V_1$$

$$T_1$$



$$P = cost$$

$$V_2 > V_1$$

$$T_2 > T_1$$

A pressione costante, il volume di un gas varia in modo lineare con la temperatura secondo la legge:

$$V = V_0(1 + \alpha t)$$

dove V_0 è il volume del gas a 0° C, e α è una costante detta coefficiente di dilatazione volumica, che per tutti i gas molto rarefatti vale $\alpha = \frac{1}{273,15} \text{ } ^\circ\text{C}^{-1}$.

Nota bene La legge si può riscrivere:

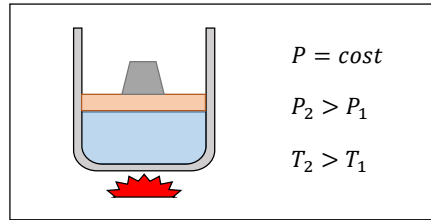
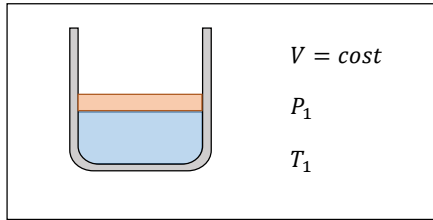
$$V = V_0 \alpha T$$

dove V_0 è il volume del gas a 0° C, e V è il volume del gas alla temperatura T (K).

In particolare, dividendo membro a membro le seguenti uguaglianze:

$$\begin{cases} V_1 = V_0 \alpha T_1 \\ V_2 = V_0 \alpha T_2 \end{cases} \implies \frac{V_2}{V_1} = \frac{T_2}{T_1}$$

2 - Seconda legge di Gay-Lussac



A volume costante, la pressione di un gas varia in modo lineare con la temperatura secondo la legge:

$$P = P_0(1 + \alpha t)$$

dove P_0 è la pressione del gas a 0°C , e α è una costante detta coefficiente di dilatazione volumica, che per tutti i gas molto rarefatti vale $\alpha = \frac{1}{273,15} \text{ } ^\circ\text{C}^{-1}$.

Nota bene La legge si può riscrivere:

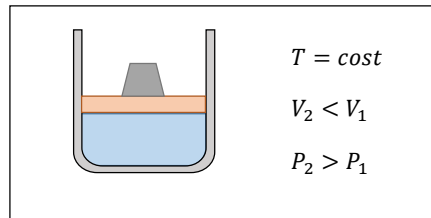
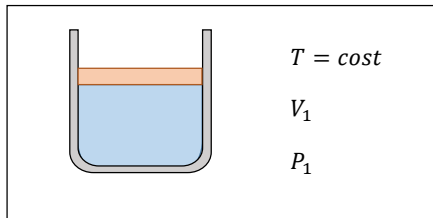
$$P = P_0 \alpha T$$

dove P_0 è la pressione del gas a 0°C , e P è la pressione del gas alla temperatura T (K).

In particolare, dividendo membro a membro le seguenti uguaglianze:

$$\begin{cases} P_1 = V_0 \alpha T_1 \\ P_2 = V_0 \alpha T_2 \end{cases} \implies \frac{P_2}{P_1} = \frac{T_2}{T_1}$$

3 - Legge di Boyle



A temperatura costante, il prodotto della pressione per il volume di un gas è costante:

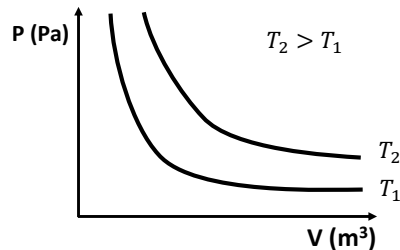
$$P_1 V_1 = P_2 V_2$$

Nota bene

Supponendo che T sia costante, il grafico della pressione di un gas in funzione del suo volume è un'iperbole equilatera (*isoterma*):

$$PV = \text{cost.} \implies P = \frac{\text{cost.}}{V}$$

dove la costante dipende dalla temperatura.



Equazione di stato dei gas perfetti (1)

Il *gas perfetto* è un gas ideale, che soddisfa le leggi di Boyle e di Gay-Lussac.

Un gas reale approssima il comportamento di un gas perfetto quando:

- le molecole sono puntiformi e non interagiscono tra loro (gas rarefatto);
- gli urti delle molecole con le pareti del recipiente sono perfettamente elastici;
- si trova a temperature lontane da quella in cui diventa liquido.

Gli stati (P, V, t) di un gas perfetto soddisfano l'equazione di stato dei gas perfetti:

$$PV = P_0 V_0 (1 + \alpha t)$$

dove P_0 e V_0 sono la pressione e il volume del gas a 0°C , e α il coefficiente di dilatazione volumica, che per i gas perfetti vale $\alpha = \frac{1}{273,15} \text{ } ^\circ\text{C}^{-1}$.

L'equazione può essere riformulata così:

$$PV = P_0 V_0 \alpha T$$

In particolare, dividendo membro a membro le seguenti uguaglianze:

$$\begin{cases} P_1 V_1 = P_0 V_0 \alpha T_1 \\ P_2 V_2 = P_0 V_0 \alpha T_2 \end{cases} \implies \frac{P_2 V_2}{P_1 V_1} = \frac{T_2}{T_1}$$

Equazione di stato dei gas perfetti (1)

Dimostrazione

Sia (P_0, V_0, T_0) lo stato del gas alla temperatura $T_0 = 273 \text{ K}$.

Sia (P, V, T) lo stato del gas a una temperatura T (lo stato finale).

1) (P_0, V_0, T_0)



Mantenendo la pressione costante,
portiamo il gas a temperatura T

$$V_1 = V_0 \alpha T \quad (*)$$

2) (P_0, V_1, T)



Mantenendo la temperatura costante,
portiamo il gas a pressione P

$$PV = P_0 V_1 \quad (**)$$

3) (P, V, T)

Sostituendo (*) in (**) si ottiene l'equazione di stato dei gas perfetti:

$$PV = P_0 V_0 \alpha T$$

Mole e peso atomico

La mole

Una *mole* di una sostanza contiene $N_A = 6,02214 \cdot 10^{23}$ (numero di Avogadro) particelle (atomi o molecole) di quella sostanza.

Questo è il numero di atomi contenuti in 12 g di carbonio-12.

Il peso atomico

Il peso atomico p di un elemento è la massa di un atomo di quell'elemento espressa in unità di massa atomica u .

L'unità di massa atomica è un dodicesimo della massa di un atomo di carbonio-12 e pertanto vale:

$$u = \frac{1}{12} m_{C^{12}} = \frac{1}{12} \frac{12 (g)}{N_A} = \frac{1 (g)}{N_A} = 1,6605 \cdot 10^{-24} g$$

Il peso molecolare p di una molecola è la massa di quella molecola espressa in unità di massa atomica u , ed è la somma dei pesi atomici di tutti gli atomi che la compongono.

Esempio: $p_O = 16 \quad p_H = 1,01 \quad \Rightarrow \quad p_{H_2O} = 2p_H + p_O = 18,01$

$$m_{H_2O} = p_{H_2O} \cdot u = 18,01 \cdot 1,6605 \cdot 10^{-24} = 2,99 \cdot 10^{-23} g$$

Mole e peso atomico

Massa di una mole

La massa M di una mole di una sostanza, espressa in g, è uguale al suo peso atomico (o molecolare):

$$M = p \cdot u \cdot N_A = p \cdot \frac{1 (g)}{N_A} \cdot N_A = p (g)$$

Esempio: $p_O = 16 \quad \Rightarrow \quad p_{O_2} = 2p_O = 32$

Una mole di ossigeno (O_2) pesa 32 g.

Volume di una mole

Alla pressione $P_{atm} = 1,0132 \cdot 10^5 Pa = 1 atm$,

e a temperatura $T_0 = 273,15 K = 0^\circ C$,

una mole di gas perfetto occupa un volume pari a $V = 2,24124 \cdot 10^{-2} m^3$.

Equazione di stato dei gas perfetti (2)

L'equazione di stato dei gas perfetti, che descrive la relazione tra gli stati (P, V, t) di un gas perfetto, può essere riformulata così:

$$PV = nRT$$

dove n è il numero di moli di quel gas, e R è una costante detta costante dei gas:

$$R = 8,314 \frac{J}{K \cdot mol}$$

Dimostrazione

Dall'equazione di stato dei gas perfetti:

$$PV = P_0V_0 \propto T$$

dove P_0 e V_0 sono la pressione e il volume del gas a $0^\circ C$.

Se poniamo

$$P_0 = 1,0132 \cdot 10^5 Pa$$

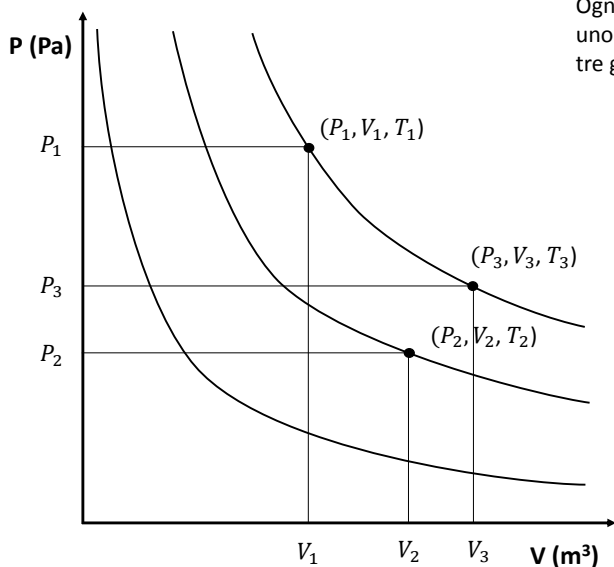
il volume V_0 di n moli di gas a $0^\circ C$ è dato da

$$V_0 = n \cdot 2,24124 \cdot 10^{-2} m^3$$

Dunque:

$$PV = P_0V_0 \propto T = 1,0132 \cdot 10^5 \cdot n \cdot 2,24124 \cdot 10^{-2} \cdot \frac{1}{273,15} T = n \cdot 8,314 \cdot T$$

Il diagramma P-V



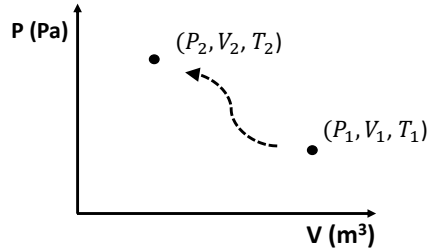
Ogni punto del grafico rappresenta uno stato (P, V, T) del gas, dove le tre grandezze sono tali che:

$$PV = nRT$$

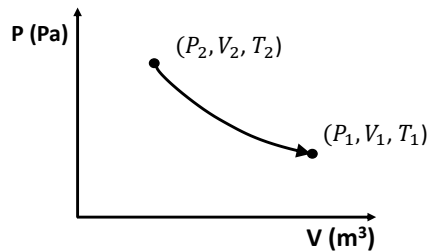
Temperatura
sempre più alta

Trasformazioni termodinamiche

Una trasformazione termodinamica è una trasformazione che modifica i valori delle variabili termodinamiche del gas, portandolo da uno stato di equilibrio iniziale ad uno finale.

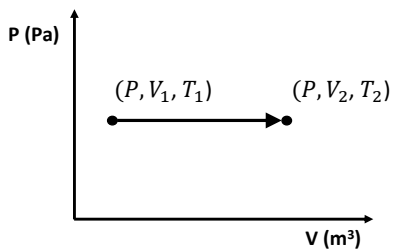


Una trasformazione termodinamica si dice *quasi-statica* quando avviene attraverso una successione di stati in cui ciascuno di questi stati può considerarsi di equilibrio, e differisce di una quantità infinitesima dallo stato precedente.

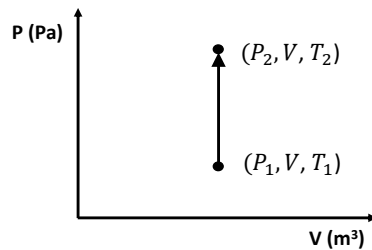


Trasformazioni termodinamiche

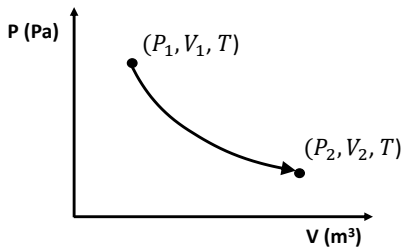
Trasformazione isobara



Trasformazione isocora



Trasformazione isoterma



Trasformazione ciclica

