

TERMODINAMICATemperatura

da un punto di vista macroscopico è una grandezza fisica che quantifica in maniera oggettiva le nostre sensazioni di caldo e freddo(?)

⚠ Attenzione perché due oggetti di materiale diverso alla stessa T possono darci sensazioni di caldo/freddo diverse.

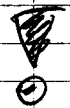
⇒ Ammettiamo quindi di considerare due oggetti dello stesso tipo a T diverse.

$T \Rightarrow$ livello termico

VERA SOLO PER
UN PARTICOLARE ΔT

Operativamente si vede che

$$V \propto T$$



⇒ V globale e presi due T di riferimento si costruisce un termometro:

SCALA CENTIGRADA

⇒ Per misurare T si mette in contatto il termometro con il corpo

⚠ il termometro non deve influenzare il livello termico del corpo. INFATTI →

②

per il

PRINCIPIO ZERO DELLA TERMODINAMICA

due corpi a temperature T_1 e T_2 , con $T_1 \neq T_2$,
posti a contatto, dopo un certo tempo ^{$T_1 < T_2$}
raggiungano entrambi la stessa temperatura
di equilibrio T_e intermedia:

$$T_1 < T_e < T_2$$

⇒ la stessa cosa potrebbe succedere fra il
termometro e il corpo

⇒ non misuriamo la T_e ma una
 T_e .

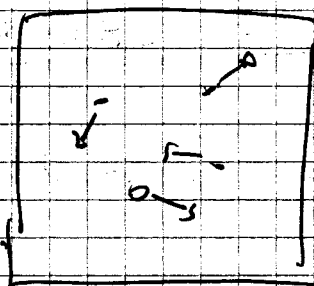
⇒ In realtà si cerca di utilizzare
termometri che risultino TRASCURABILI
nel sistema

⇒ è il termometro a raggiungere la
temperatura del sistema.

Cioè la presenza del termometro
non altera il livello termico, quindi T_1
del sistema.

GAS IDEALI

- libero cammino medio (λ) grande
- tale da considerare le molecole del gas puntiformi
- Non c'è interazione fra le molecole.

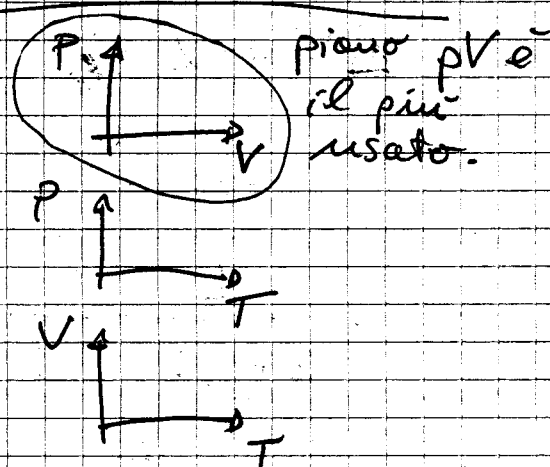


MACROSCOPICAMENTE

T alte
 P basse.

Variabili per descrivere un SISTEMA TERMODINAMICO

Pressione	P
Volume	V
Temperatura	T



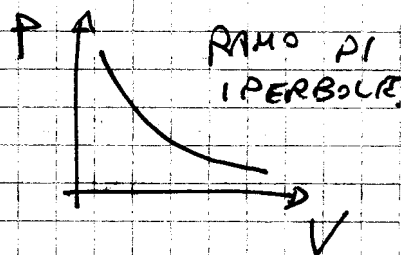
[3] leggi sperimentali sulle trasformazioni:

- ISOTERMA	$T = \text{cost.}$	P, V cambiano
- ISOBARA	$P = \text{cost.}$	V, T cambiano
- ISOCLORA	$V = \text{cost.}$	P, T cambiano

④

ISOCORA - LEGGE DI BOYLE-MARIOTTE

$$p \cdot V = \text{costante}$$



ISOBARA - I LEGGE DI Gay-Lussac

~~$$V_f - V_i = \alpha V_i (t_f - t_i)$$~~

oppure

$$\Delta V = \alpha V_i \Delta t$$

temperatura
centigrade.

$$\alpha = \frac{1}{273,15^\circ \text{C}}$$

supponiamo $t_i = 0^\circ \text{C}$

$$\Rightarrow V - V_0 = \alpha V_0 t_f \Rightarrow V = V_0 + \alpha V_0 t_f$$

$$\Rightarrow V = V_0 (1 + \alpha t_f)$$

$$\Rightarrow V = \alpha V_0 \left(\frac{1}{\alpha} + t_f \right)$$

Def Temperatura assoluta

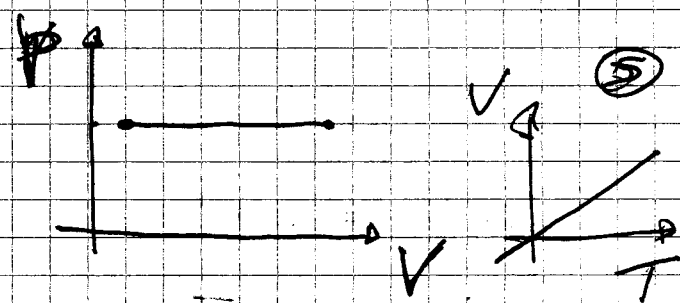
$$T = \frac{1}{\alpha} + t_f = 273,15 + t_f \text{ [K]}$$

si misura in Kelvin

100°C	373,15 K
0°C	273,15 K
-273,15°C	0 K ZERO ASSOLUTO

⇒

$$V = \alpha V_0 T$$



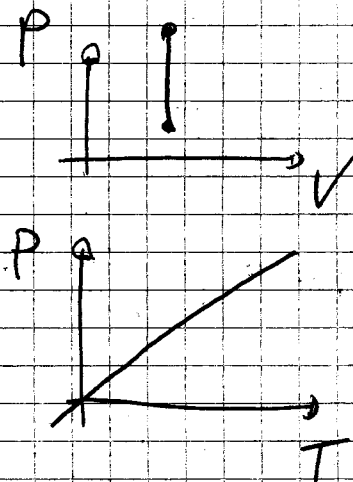
ISOCORA - II LEGGE DI GAY-LUSSAC

$$\Delta P = \beta P_i \Delta T$$

si vede che $\beta = \alpha$

⇒

$$P = \alpha P_0 T$$



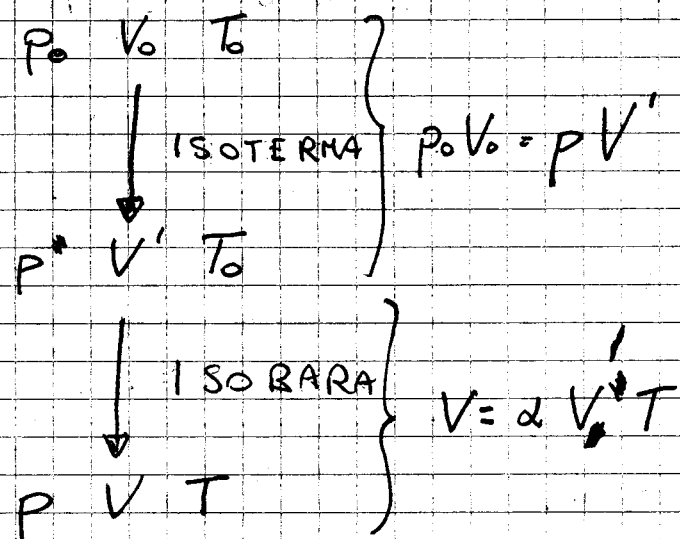
EQUAZIONE DI STATO DEI GAS PERFETTI

le 3 leggi precedenti si possono riassumere in un'unica LEGGE.

1) $P \cdot V = \text{costante}$

2) $V = \alpha V_0 T$

3) $P = \alpha P_0 T$



6

$$\begin{cases} p_0 V_0 = p V' \\ V = \alpha V_0 T \end{cases}$$

abbiamo anche che
 $V' = 2 V_0 T_0$

$$\Rightarrow \begin{cases} p_0 V_0 = p \alpha V_0 T_0 \\ V = \alpha V_0 T \end{cases}$$

VOGLIAMO TROVARE UNA
 RELAZIONE CHE LEGHI
 $p_0 V_0 T_0 \rightarrow p V T$

$$\alpha = \frac{V}{V_0 T}$$

$$\Rightarrow p_0 = p \frac{V}{V_0 T} T_0$$

$$\Rightarrow p V = \frac{p_0 V_0}{T_0} T$$

$p_0 V_0 T_0$ sono costanti

$$\Rightarrow p V = K T$$

se si considera 1 MOLE DI GAS contenente N_A molecole

$$\Rightarrow p V = R T$$

per n moli

$$\Rightarrow p V = n R T$$

R = COSTANTE DEI GAS
 PERFETTI

n = n° moli

R =

oppure lo si trova

$$p V = N K T$$

N = n° di molecole

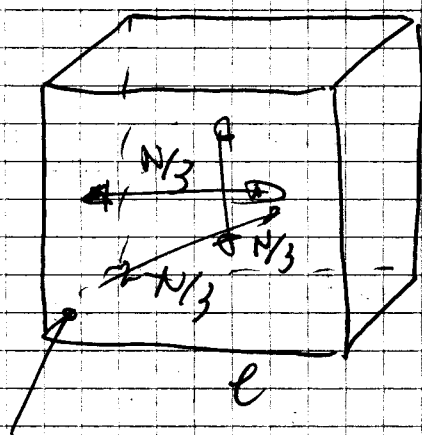
k = costante di
 Boltzmann

VERIFICARE LE TRASFORMAZIONI

TEORIA CINETICA DEI GAS

Partiamo da un modello di gas perfetto e ricaviamo il significato di T , p a livello microscopico e "ricaviamo" l'eq. di stato dei gas perfetti.

IPOTESI GAS IDEALI



- particelle puntiformi
- interazioni fra le molecole trascurabili, ~~solo~~ ~~anti~~ ~~elastica~~
- solo urti elastici fra le molecole e le pareti.

ci sono n V_m

N = no totale di particelle

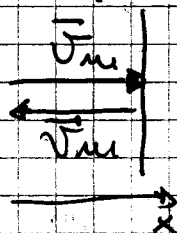
le particelle urtano la parete e trasferiscono quantità di moto Δq



$$\Delta q = F \Delta t \Rightarrow F = \frac{\Delta q}{\Delta t} \text{ ma allora } p = \frac{F}{S} = \frac{1}{S} \frac{\Delta q}{\Delta t}$$

quantifichiamo ora Δq e Δt .

1 particella nell'urto

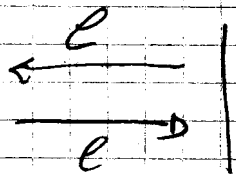


$$\begin{aligned} \Delta q_{\text{part}} &= -mv_m - mv_m = \\ &= -2mv_m \end{aligned}$$

Q cui corrisponde $\Delta q_{\text{parete}} = -\Delta q_{\text{part}} = 2mv_m$ per la conservazione ~~di~~ di q .

8

valutiamo ora dopo quanto tempo la particella resterà di nuovo la parete:



deve percorrere $s = 2l$

con v_{rms}

$$t_{\text{roundtrip}} = \frac{2l}{v_{rms}}$$

$\Rightarrow$ tempo per n collisioni sarà $t_{\text{multi}} = n \frac{2l}{v_{rms}}$

$\Rightarrow$ n° di collisioni per unità di tempo sarà:

$$\frac{N_{\text{coll}}}{t} = \frac{n}{t_{\text{multi}}} = \frac{n}{n \frac{2l}{v_{rms}}} = \frac{v_{rms}}{2l}$$

$\Rightarrow$ il Δq trasferito alla parete nell'unità di tempo sarà

$$\left[\frac{\Delta q}{\Delta t} \right]_{\text{1 PART}} = \frac{N_{\text{coll}}}{t} \cdot \Delta q = \frac{v_{rms}}{2l} \cdot 2m v_{rms} = \frac{m v_{rms}^2}{l}$$

Siccome le particelle che contribuiscono sono $\frac{N}{3}$

$$\Rightarrow F_{\text{PARETE}} = \frac{\Delta q}{\Delta t} = \frac{N}{3} \frac{m v_{rms}^2}{l}$$

ora $N \cdot m = M$ massa gas

$$l^3 = V$$

$$\Rightarrow P = \frac{F_{\text{PARETE}}}{l^2} = \frac{N}{3} \frac{m v_{rms}^2}{l^3}$$

$$\Rightarrow \frac{N \cdot m}{l^3} = \rho \text{ DENSITA'}$$

$$p = \frac{1}{3} \rho \overline{v_{iu}^2}$$

da una trattazione
rigorosa si ottiene
 $\overline{v^2}$ VELOCITA'
QUADRATICA
MEDIA.

$$p = \frac{1}{3} \rho \overline{v^2}$$

risultato $p = \frac{1}{3} \frac{N \cdot m}{V} \overline{v^2}$

$\Rightarrow pV = \frac{1}{3} N m \overline{v^2}$

Confrontando con l'eq. di stato $pV = NkT$

$\Rightarrow$ vediamo che $kT = \frac{1}{3} m \overline{v^2}$

$\Rightarrow T = \frac{2}{3} \frac{1}{k} \left(\frac{1}{2} m \overline{v^2} \right)$

ENERGIA CINETICA
MEDIA DELLE MOLECOLE

* è vero anche per solidi e liquidi.

* per gas reali bisogna tenere conto anche
di energie rotazionali delle molecole, vibrazionali

10

GAS REALI

eq. GAS PERFETTI

$$p V = n R T$$

REALI

fonte di coesione
che agiscono a distanza
⇒ c'è una sovrappressione

$$p_a = \frac{a}{V^2}$$

REALI

le molecole hanno
volume (b)

⇒

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

eq. di
van der Waals

fenomeno dei gas reali è la liquefazione

(T) basse p alte.

T_c

CRITICA

($T < T_c$)

liquefazione per
compressione

il gas si dice VAPORE

$T < T_c$

V_{max} di vapore.
VAPORE SATURO

alla max concentrazione

$T \nearrow$ $V_{max} \nearrow$

- GAS LIQUEFATTI GPL -