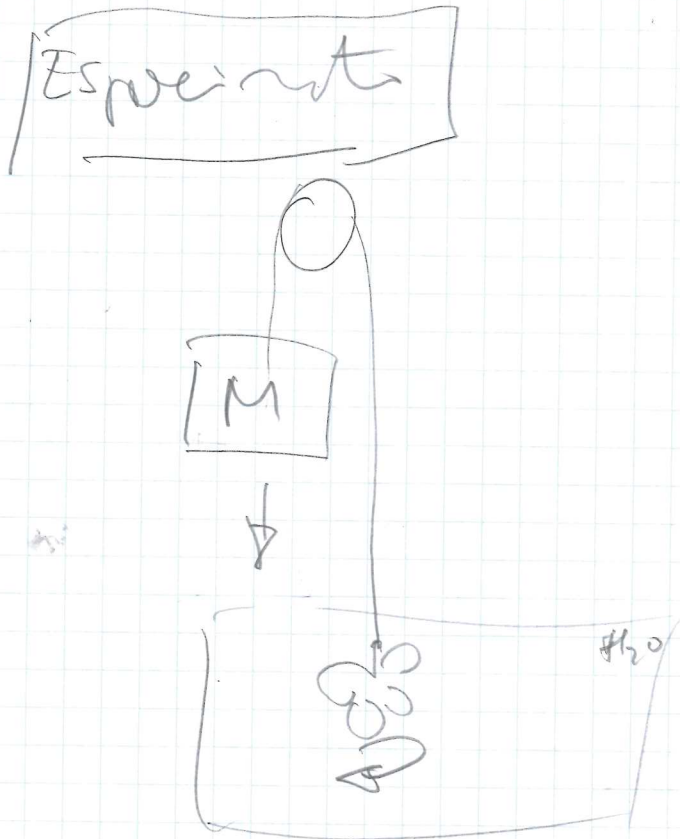


PASSAGGIO DALLA MECCANICA ALLA TERMODINAMICA

Cose succedute dell'energia meccanica
quando c'è attrito?



Acqua si scalda !!

L'energia meccanica si trasforma in
QUALCOSA D'ALTRO

⇒ bisogna introdurre una nuova
forma di energia "DISORDINATA"

CALORE } STATO TERMICO

TEMPERATURA

TERMODINAMICA

STORICAMENTE:

Dopo lo sviluppo della meccanica
fine 700 - inizio 800
(NEWTON, GALILEO) e della nuova
formulazione classica LAGRANGE

HAMILTON

Nella prima metà dell'800
con lo scopo di ridurre
ad un'unica ci è posto il
problema della trasformazione

ENERGIA MECCANICA \rightarrow CALORE

MACCHINE TERMICHE (M. VAPORI)



Limiti CALORE \rightarrow E.M.

ENTROPIA

Sviluppo sistematico delle

TERMODINAMICA

Interpretazione MICROSCOPICA

DELLA TERMODINAMICA \Rightarrow FINE 800

BOLTZMANN

TEORIA CINETICA DELLA MATERIA

- CALORE \Rightarrow FORMA DIS. DI ENERGIA
- MECC. STATISTICA
- INTERPRETAZIONE MICROSCOPICA

SISTEMA TERMODINAMICO

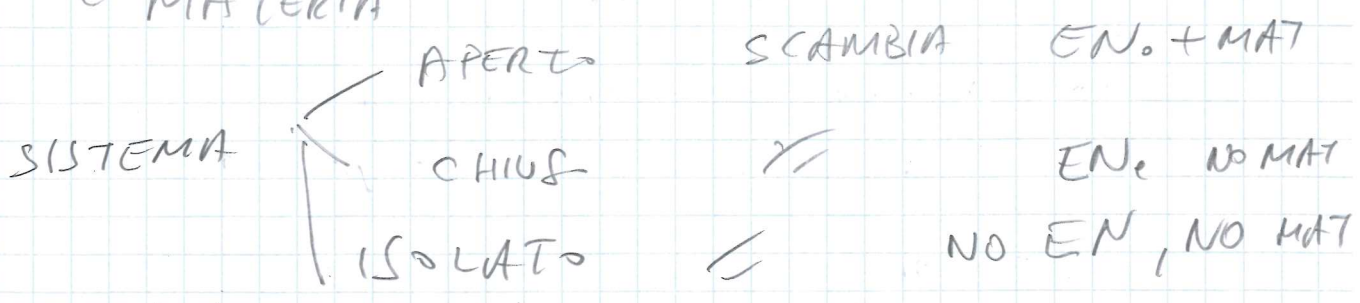
Costituito da un numero molto grande
 $n \approx N_A = 6 \cdot 10^{23}$ di element
(Atomi Molecole)

NB: non ci interessa il moto
di singoli element ma le
PROPRIETA MACROSCOPICHE DEL SISTEMA

- ES: Volume di Gas
- Liquidi
- Corpo solido

⇒ un S.T. è distinto dall
AMBIENTE ESTERNO (PRESENZA
DI UN BOUNDARY)

Con cui può interagire scambiando
ENERGIA MECC.
CALORE
MATERIA



SISTEMA CARATTERIZZATO DA **VARIABILI**

TERMODINAMICHE

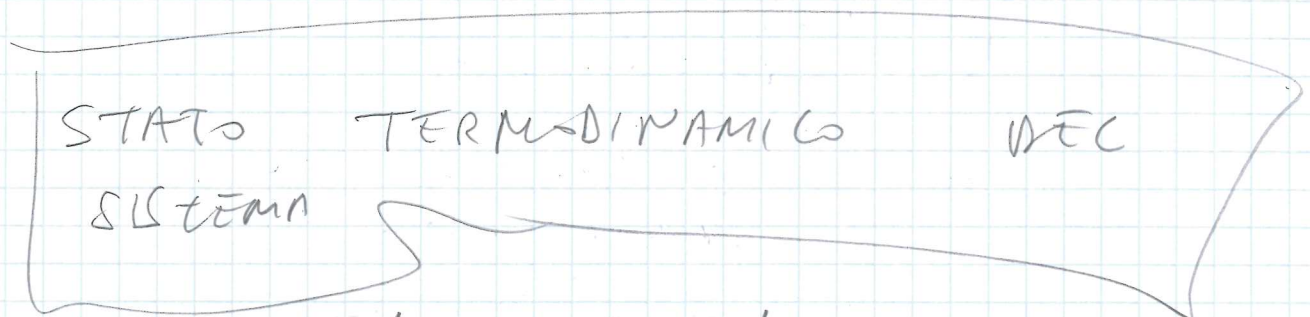
- Temperature
- Pressione
- Volume
- MASSA ETC

SI DISTINGUONO

IN

ESTENSIVE
(GLOBALI)
INTENSIVE
(LOCALI)

ADDITIVE
(MASSA, VOLUME, EN.)
NON ADDITIVE
(Temperature, pressure)



è caratterizzato da un certo numero di variabili termodinamiche

ES. GAS IDEALI (CV, PT)

}	Volume	V
	pressure	P
	temperature	T

⇒ DAL PUNTO DI VISTA MICROSCOPICO le variabili termodinamiche caratterizzano VALORI MEDI DI GRANDEZZE MICROSCOPICHE

ESEMPIO: corpo solido
RETICOLO CRISTALLINO



GENERALITÀ DELLA
DESCRIZIONE TERMODINAMICA

EQUILIBRIO TERMODINAMICO

Sistema T_0 è in equilibrio
termodinamico se le V, T NON
VARIANO NEL TEMPO \rightarrow CON L'AMBIENTE

• EQUILIBRIO MECCANICO

FORZE - MOMENTI = 0

\Rightarrow NESSUN FLUSSO
DI EN. MECC.
SISTEMA-AMB.

• EQUILIBRIO CHIMICO

NO REAZIONI CHIMICHE

\Rightarrow NESSUN FLUSSO
MATERIA
NO CAMB.
SPECIE CHIM.

• Equilibrio Termico



NESSUN FLUSSO DI CALORE

SISTEMA \leftrightarrow AMBIENTE

EQUILIBRIO TERMICO \Rightarrow DEFINIZIONE DI
TEMPERATURA

T TEMPERATURA \Rightarrow caratterizza lo stato termico
di un corpo

Se A B sono in E.T. \Rightarrow

$$T_A = T_B$$

INOLTRE È un Relaz. di Equivalenza

$T_A \sim T_A$ IDENTICA

$T_A \sim T_B$ RIFLESSIVA

TRANSITIVA

Se $T_A \sim T_B$, $T_B \sim T_C \Rightarrow T_A \sim T_C$

- Lo stato di equilibrio di un S.T. può essere caratterizzato tramite un' EQUAZIONE DI STATO

$$f(T, P, V) = 0 \quad \text{Forma implicita}$$

$$\begin{cases} P = P(V, T) \\ V = V(P, T) \\ T = T(P, V) \end{cases} \quad \text{Forme esplicite}$$

TRASFORMAZIONE TERMODINAMICA

Processo tra due stati di equilibrio termodinamico.

$$f_1(T, P, V) = 0 \rightarrow f_2(P, T, V) = 0$$

Trasformazione Infinitesimale

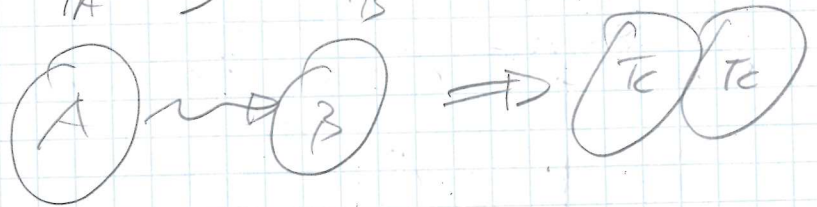
Trasformazione tra stati molto vicini caratterizzata da variazioni infinitesime delle variabile $\Rightarrow dT, dV, dP$

- Non consideriamo quella che succede tra due stati di equilibrio.

\Rightarrow TERMODINAMICA

• Contatto Termico: Flusso di calore

tra A, B $T_A > T_B$



Terminazione

- PARETE DIATERMICA
- \leq ADIABATICA

DEFINIZIONE OPERATIVO DI TEMPERATURA
 \Rightarrow TERMOMETRO \Leftarrow

Dispositivo fisico in cui una grandezza FISICA X varia con la temperatura
 $X = X(T) \Rightarrow T(X)$

ES. DILATAZIONE TERMICA DI UN LIQUIDO (MERCURIO)



$$X = kT$$

• Resistenze elettriche

\rightarrow serve molto un punto facilmente definibile o cui viene attribuito un valore arbitrario. PUNTO FISSO

CONFERENZA PERI MISURE 1954

Punto Triplo dell'acqua
 convenzionalmente 273,16 K

GRADI KELVIN

La forma delle pini e è bilineare

$$T(x) = e \cdot x$$

• Ponendo a corrette al termine $\Rightarrow X_{PT}$
I determina a

$$T(X_{PT}) = 273,16$$

$$\Rightarrow a = \frac{273,16}{X_{PT}}$$

$$T = \frac{273,16}{X_{PT}} \cdot X$$

Leggendo $X \Rightarrow$ si trova T

ES: EBOLLIZIONE ACQUA 373,16.

ALTRE SCALE

• CELSIUS CENTIGRADI

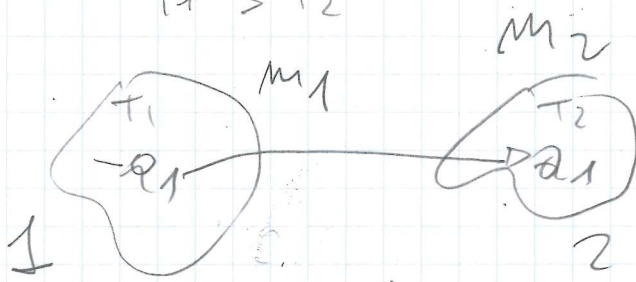
$$t(C) = T(K) - 273,15$$

FARENHEIT $t^{\circ} = \frac{9}{5} T(K) - 459,67$

FIG 11.3

CALORIMETRIA

$$T_1 > T_2$$



Quantità di calore Q_1 parte da $1 \rightarrow 2$
Forno d'acqua

Definiamo calore specifico c

$$c = \frac{1}{m} \frac{da}{dT}$$

QUANTITÀ DI CALORE NECESSARIA PER
AUMENTARE DI 1 GRADO 1 kg
di un materiale

$\Rightarrow c$ dipende dal materiale
e in genere da T

$$da = c m dT = C m dT$$

$$Q = \int da = m \int c(T) dT$$

SE $c = \text{cost.}$

$$Q = m c T_2 - T_1$$

$C = c m$
CAPACITÀ TERMICA

Nel caso di due corpi
massa m_1, m_2 c_1, c_2

$$c_1 m_1 (T_1 - T_e)$$

$$c_2 m_2 (T_2 - T_e)$$

CALORE PERDUTO DA 1

≡ ACQUISTO DA 2

$$c_1 m_1 (T_1 - T_e) = -c_2 m_2 (T_2 - T_e)$$

Ricavando $T_e = \frac{m_1 c_1 T_1 + m_2 c_2 T_2}{m_1 c_1 + m_2 c_2}$

$$T_e = \frac{c_1 T_1 + c_2 T_2}{c_1 + c_2}$$

CALORE SPECIFICO M-CALORE

$$C = \frac{1}{M} \frac{dQ}{dT}$$

$M \rightarrow$ numero mol
di sostanza

UNITÀ DI MISURA

calore

CALORIA

cal

\Rightarrow quantità di calore
che serve per

passare 1kg di H_2O
da $14,5 \rightarrow 15,5$

NB.

$$C_{H_2O} = 1$$

CAPACITÀ TERMICA

$$C = \frac{Q_{ed}}{K}$$

CALORE SPECIFICO

$$c = \frac{Q_{ed}}{K} \frac{1}{kg}$$

$$K_{ed} = 10^3$$

Verba de CALORE È UNA FORMA DI
ENERGIA \Rightarrow CALORIA MISURA
ANCHE IN JOULE

$$1 \text{ Cal} = 4186,6 \text{ J}$$

CAMBIAMENTI DI FASE

Formando (sottraendo) calore da un
corpo si cambia la temperatura

\Rightarrow in certe condizioni questo determina
CAMBIAMENTO DI FASE DEL CORPO
ESEMPIO LIQUIDO \rightarrow GAS Ebbollizione

CALORE LATENTE

$$Q = m \cdot \lambda$$

Quantità di calore da bisogno
fornire (SOTTRARRE) dal corpo
SENZA AUMENTO di temperatura

ESEMPIO: FUSIONE CEDUTO ALLA SOST.
SOLIDIFICAZIONE SOTTRATTO //
Quindi avviene a ottiene calore

Energia (dell) che nel ret'el
MINORE DISPETTO AL LIQUIDO

8 TRASMISSIONE DEL CALORE

CONDUZIONE
CONVEZIONE
IRRAGGIAMENTO

TRASFORMAZIONI TERMODINAMICHE

→ Possaggio del sistema da
uno stato $A \rightarrow B$
DI EQUILIBRIO

Se gli stati intermedi non si
equilibrio può essere rappresentati
da una curva in cui variare
le variabili termodinamiche

Esempio gas IDEALE

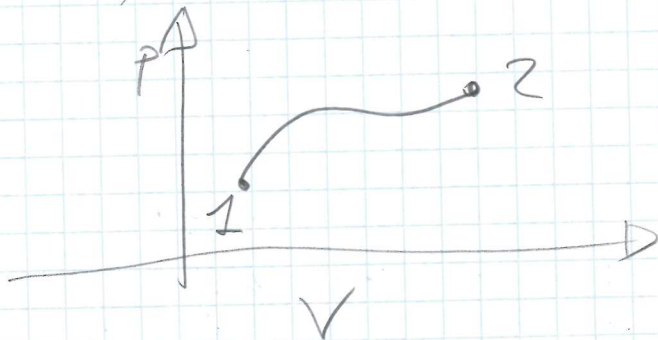
EQUAZIONE DI STATO $F(P, T, V) = 0$

SOLO DUE VARIABILI IND.

Possibili coppie

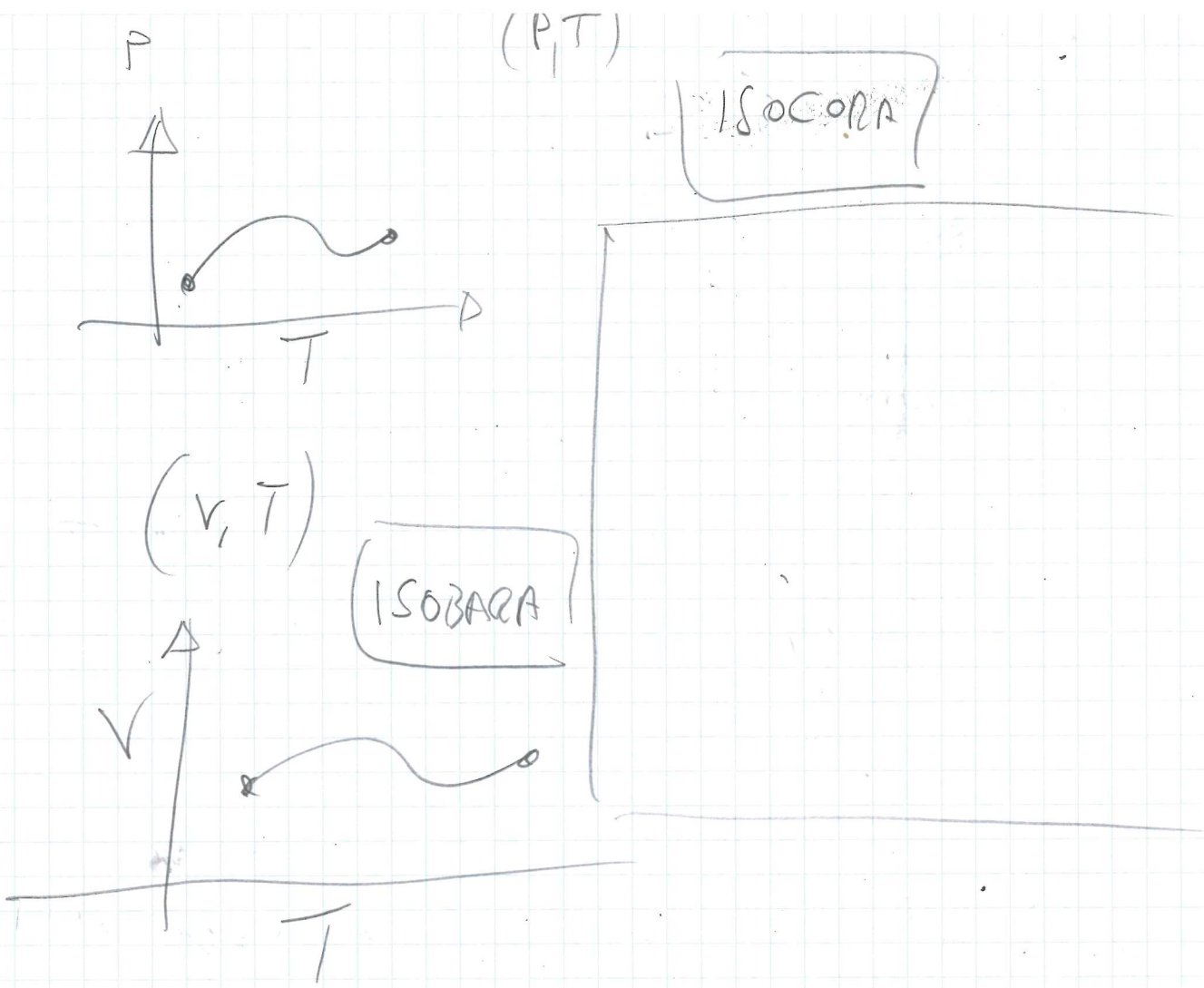
(P, V)

T è determinata da
 $F(T, P, V) = 0$



ISOTERMA

PIANO DI CLAPEYRON



TRASFORMAZIONE TERMODINAMICA
REVERSIBILE

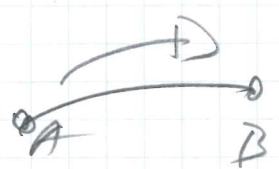


Può essere realizzata come una successione
 di stati di equilibrio intermedi
 ⇒ può essere sempre percorso in
 di senso opposto $t \rightarrow -t$
 SIMMETRIA

IRREVERSIBILE

NON può essere realizzata come successione
 di stati intermedi di equilibrio
 ⇒ NON può essere percorso in senso opposto
 Simmetria $t \rightarrow -t$

FRECCIA DEL TEMPO



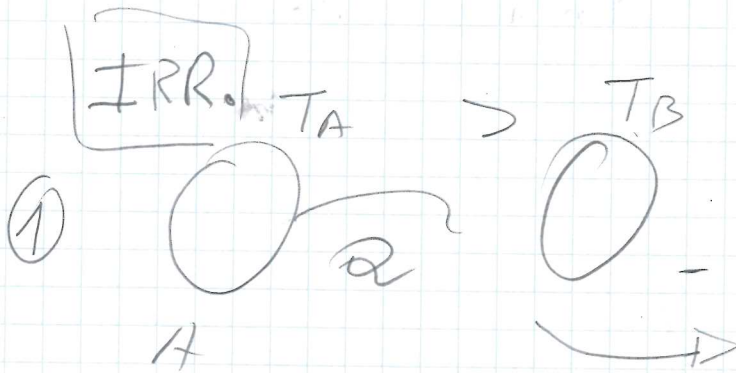
QUASI STATICA

⇒ COND. NEC. MA NON SUFF

⇒ TRASFORMAZIONI REALI sono quasi sempre IRR.

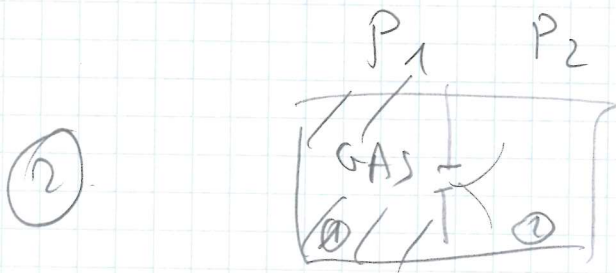
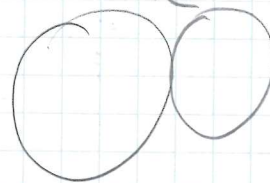
Trasformazioni REV sono LIMITE MATEMATICHE

ESEMPI



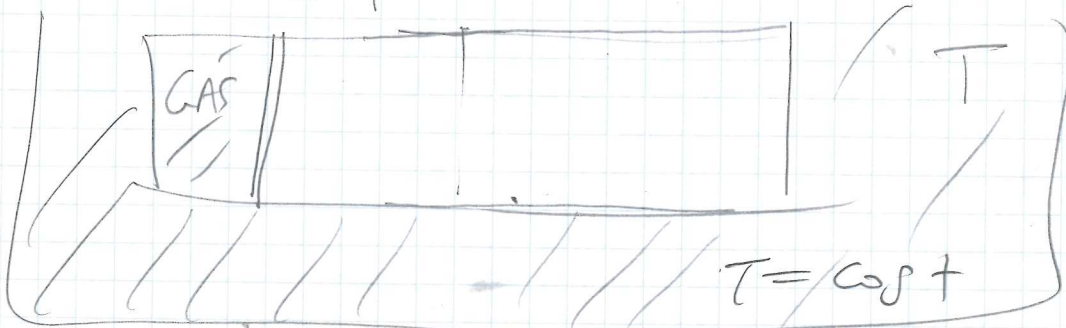
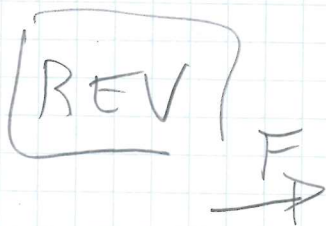
$$T_A \neq T_B$$

Passaggio di calore da A a B



GAS CHE PASSA da ① ② da in loro

$$P_1 \neq P_2$$



GAS IN UN CONTENITORE A $T = \text{cost}$

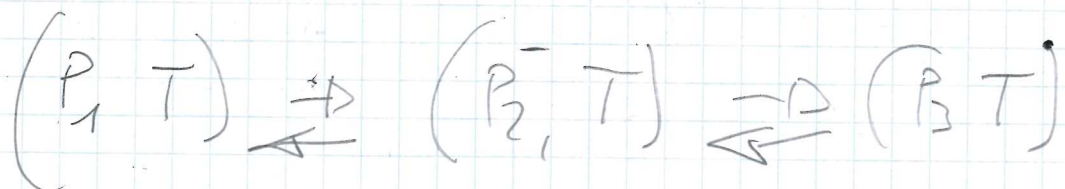
Si muove MOLTO LENTAMENTE la parete

- La T del gas si mantiene costante
- La p varia

$$P_1 > P_2 > P_3 - P_N$$

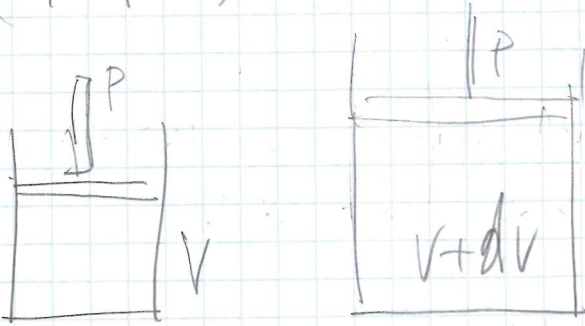
Ma invertendo la direzione delle forze F possiamo eseguire la trasformazione in senso opposto

Tutti gli stati intermedi sono di EQUILIBRIO



LAVORO TERMODINAMICO

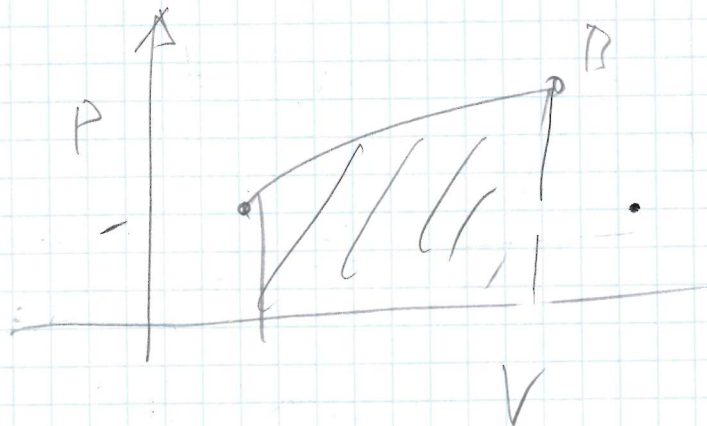
Condizione ritenuta T. descritto da
(P, T, V) ES. GAS IDEALE



ABBIAMO VISTO CHE IL LAVORO FATTO
dalle forze si presta e

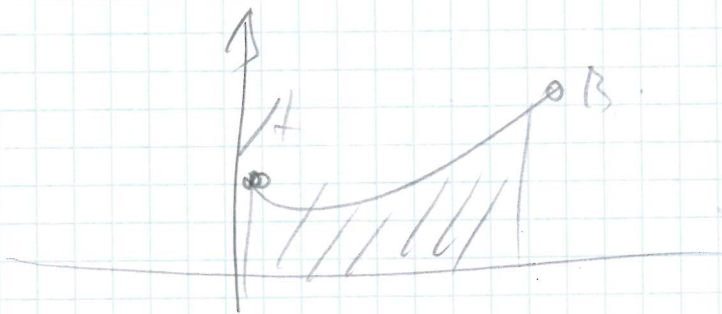
$$dW = p dV$$

$$W = \int_A^B p(V) dV$$



AREA SOTTESA ALLA CURVA

NB: W dipende dalla funzione



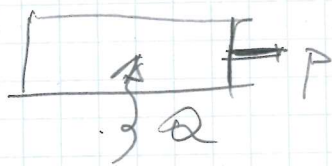
① \bar{E} NOTA $P = \text{cost}$

$$W = P(V_B - V_A)$$

② La trasformazione è REVERSIBILE
 è noto cioè $P = P(V)$

CASI PARTICOLARI

① $V = \text{cost}$ TRAFORMAZIONE ISOCORA

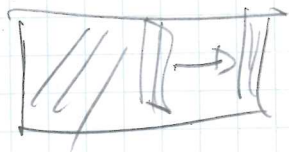


$$V = \text{cost.}$$

$$W = 0$$

② se il sistema si espande
 $V_B > V_A \Rightarrow W > 0$

contorno



sistema compie lavoro sull'ambiente

③ se il sistema viene compresso

$$V_B < V_A$$

$$W < 0$$

L'AMBIENTE
 compie lavoro
 sul sistema

ESEMPI

CORPO CALDO IMMERSO IN ACQUA

Solida calore specifico c_s $T=100$

massa $m_s = 1 \text{ kg}$ volume universo

$m = 2 \text{ l}$ di H_2O H_2O post

da $T_u = 20 \text{ }^\circ\text{C}$ $\rightarrow T_f = 50 \text{ }^\circ\text{C}$

$Q \Rightarrow$ ACQUISTATA dall' H_2O

$$Q = c_{\text{H}_2\text{O}} m_{\text{H}_2\text{O}} \Delta T = \frac{1 \text{ Cal}}{\text{kg K}} 2 \text{ kg } 30$$
$$= 60 \text{ Cal}$$

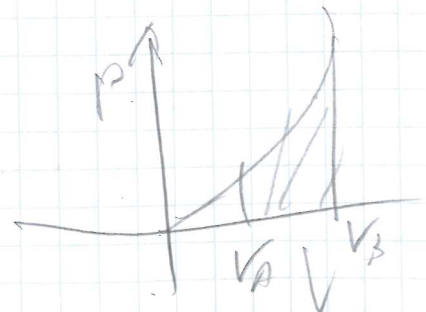
$$c_s = \frac{Q}{m_s \Delta T} = \frac{60 \text{ Cal}}{1 \text{ kg K}} = 60 \frac{\text{Cal}}{\text{kg K}}$$

(2) DATO una legge reversibile
descritta da $p = \alpha v^2$

determino il lavoro eseguito per
passare da $v_A \rightarrow v_B$

$$W = \int_{v_A}^{v_B} p \, dv = \alpha \int_{v_A}^{v_B} v^2 \, dv$$

$$= \alpha \frac{1}{3} [v_B^3 - v_A^3]$$



PRIMO PRINCIPIO DELLA TERMODINAMICA

ESPRIME CONSERVAZIONE DELL'ENERGIA NEI SISTEMI TERMODINAMICI

METÀ 800 JOULE esegue un serie di esperimenti sulla possibilità di trasformare

ENERGIA MECCANICA IN CALORE

1. Mulinella in rotazione
FIG. 12.1 immersa in H₂O
2. Conduttore elettrico percorso da corrente (SCALDA CAUP)
Immerso in H₂O
3. Viene compresso in O₂ in un fluido (POMPA DI CALORE)
4. Vengono strofinate due pezzi metallici in un fluido (FRIZIONE AUTO)

Risultato

Il lavoro meccanico eseguito è proporzionale all'aumento di temperatura del FLUIDO quindi alla quantità di calore ceduto al fluido

⇒ EQUIVALENZA CALORE-LAVORO

Il calore Q scambiato è
equivalente al lavoro W che
deve essere fatto per ottenere
lo stesso valore di temperatura

$$Q = -W$$

convenzione

CALORE

CEDUTO

AL SISTEMA

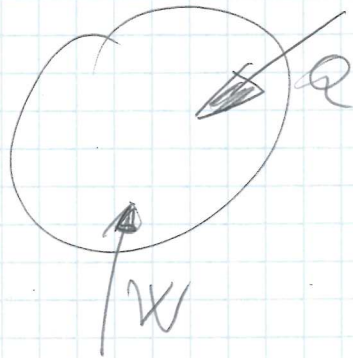
POSITIVO

Il calore
È UNA FORMA
DISORDINATA DI
ENERGIA

LAVORO FORNITO DALL'AMBIENTE AL
SISTEMA NEGATIVO



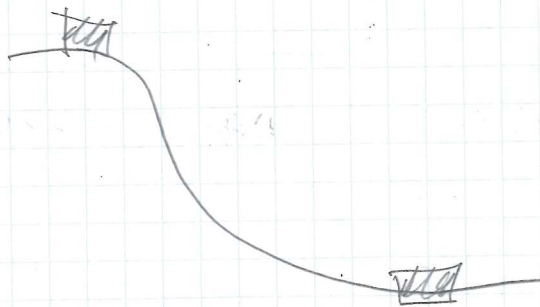
• Consideriamo ora la situazione più
generale in cui al sistema venga
fornito sia calore Q - che lavoro W



• Benché ~~così~~ ~~non~~ ~~si~~ ~~trattino~~ ~~di~~ ~~processi~~ ~~irreversibili~~
 equivalenti non sempre il sistema
 TRASFORMA IMMEDIATAMENTE
 CALORE \rightarrow LAVORO
 \leftarrow

\Rightarrow Il sistema ha una STRUTTURA
 MICROSCOPICA INTERNA che gli
 consente di immagazzinare energia

ANALOGIA ESEMPIO OTTOVOLANTE



ESEMPIO MUCINELLO

① Supponiamo l'acqua isolata
 termicamente dall'ambiente

TRASF. ADIABATICA

\Rightarrow l'energia potenziale ΔE
 scade e l'acqua è viene mosso
 nel fluido sottoposto ad AGITAZIONE
 TERMICA (ENERGIA CINETICA) DISPANAZIONE
 DELLE MOLECOLE

\Rightarrow se questi moltoni in contatto l' H_1
 con un altro recipiente di H_2
 $Q_{T_B < T_A} \rightarrow$ FLUSSO di CALORE
 A \rightarrow B

PRIMO PRINCIPIO DELLA TERMODINAMICA

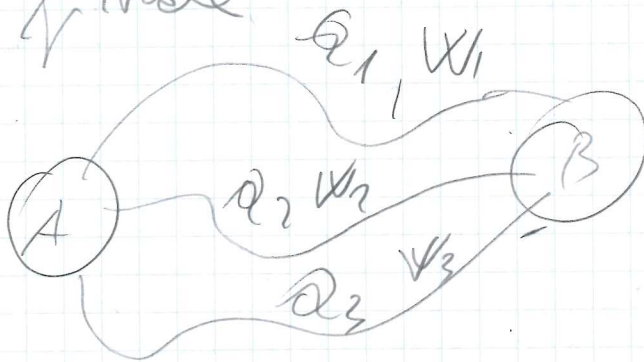
In una trasformazione Termodinamica

$A \rightarrow B$ in cui vengono scambiati CALORE Q e LAVORO tra il sistema ed ambiente

Q e W dipendono dal percorso delle trasformazioni, mentre

$$\Delta U = U_B - U_A = Q - W$$

dipende solo dagli stati iniziale e finale



$$Q_1 - W_1 = Q_2 - W_2 = Q_3 - W_3 = \dots = U_B - U_A$$

U viene chiamata ENERGIA INTERNA DEL SISTEMA e' una

FUNZIONE DI STATO

dipende cioè solo dagli stati DEL SISTEMA

NB: PESSIMO solo fanno se Punt le FUNZIONI di STATO possono essere usate con VARIABILI TERM.

In forma differenziale

$$dU = dQ - dW$$

dU è un differenziale (FORMA) ESATTO

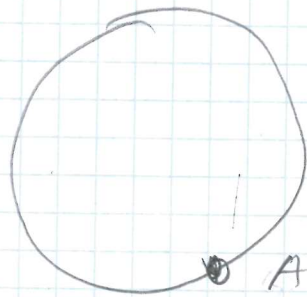
⇒ Il primo principio il fatto che il calore è una FORMA DI ENERGIA che non è riconducibile a LAVORO MACROSCOPICO ma è una forma di energia disordinata che viene immagazzinata nei gradi di LIBERTÀ MICROSCOPICI INTERNI DEL SISTEMA.

⇒ Le trasformazioni $A \rightarrow B$ può essere realizzato in tanti modi: ① Formata solo calore del sistema $U_A - U_B = Q$
② Formata solo lavoro MECCANICO del sistema $U_A - U_B = -W$

⇒ È chiaro che il sistema può immagazzinare energie sotto forma di energia interna e può cedersela in un secondo momento all'ambiente esterno sotto forma di CALORE o LAVORO

NB: U LAVORO \bar{E} CALORE sono
 FORME DI SCAMBIO DI ENERGIA
 NON PROPRIETÀ INTRINSECHE
 DEL SISTEMA. L'energia intera
 U \bar{E} invece sono proprietà
 intrinseca del sistema

\Rightarrow TRASFORMAZIONE CICLICA \Leftarrow



$$U_A - U_B = 0$$

$$\oint dU = 0$$

$$\Rightarrow$$

$$Q = W$$

\Rightarrow Diff. esatto

Se $W, Q > 0$ il sistema è capita
 come una MACCHINA TERMICA

Preleva calore dall'ambiente e
 lo trasferisce in lavoro FATTO
 SULL' AMBIENTE

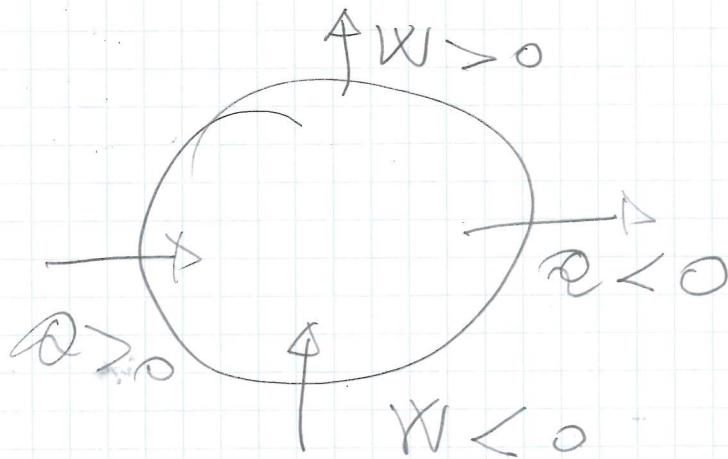
ESEMPIO: MOTORI A COMBUSTIONE INTERNA

⇒ Formo INTEGRALE

$$U_B - U_A = \int_{U_A}^{U_B} dU = \int (da - dw)$$

$$\oint dU = 0$$

CONVENZIONE SUI SEGNI



LEGGI DEI GAS

⇒ GAS sistema termodinamico
più semplice ed universale

⇒ descritto dalle variabili termodinamiche
 P, T, V

⇒ GAS IDEALE ("GAS RARIFATTO")

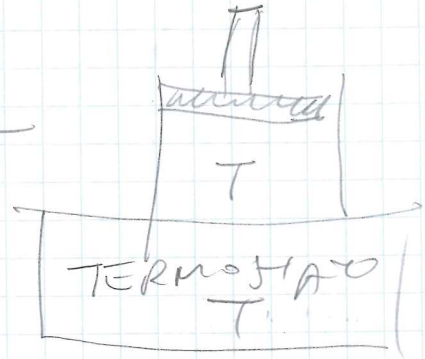
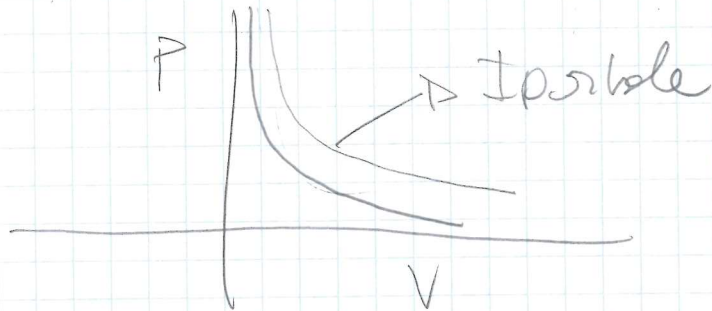
TRASFORMAZIONE ISOTERMA (BOYLE)

$$T = \text{cost}$$

Voce

$$PV = \text{cost}$$

ISOTERMA



TRASFORMAZIONE ISOBARA (GAY-LUSSAC)

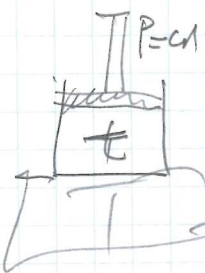
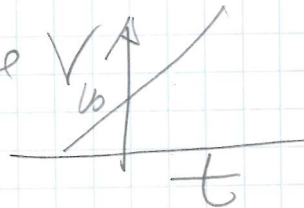
$$P = \text{cost}$$

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

↳ coefficiente del gas

Legge di dilatazione lineare

valida anche per solidi e liquidi

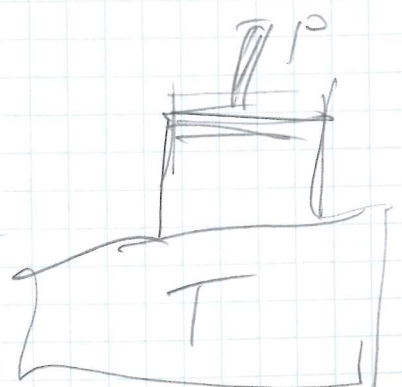
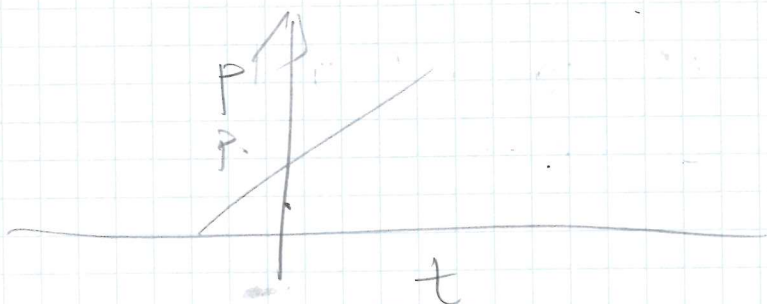


TRASFORMAZIONE

ISOCORA

$$V = \text{cost}$$

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



WAY - LUSIAC

$T \Rightarrow K$

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

$$V = V_0 \alpha \left(\frac{1}{\alpha} + t \right) = V_0 \alpha T$$

$$P = P_0 \alpha \left(\frac{1}{\alpha} + t \right) = P_0 \alpha T$$

LEGGE DI AVOGADRO

Volume uguali di gas diversi
allo stesso T e p contengono lo
stesso numero di molecole
NUMERO DI MOLI

MOLI QUANTITÀ DI GAS CHE
CONTIENE UN NUMERO DI MOLECOLE
PARI AL NUMERO DI AVOGADRO

EQUIVALENZE

→ Una mole di qualsiasi gas
a uno dato T e P_0 occupa
un volume MOLARE

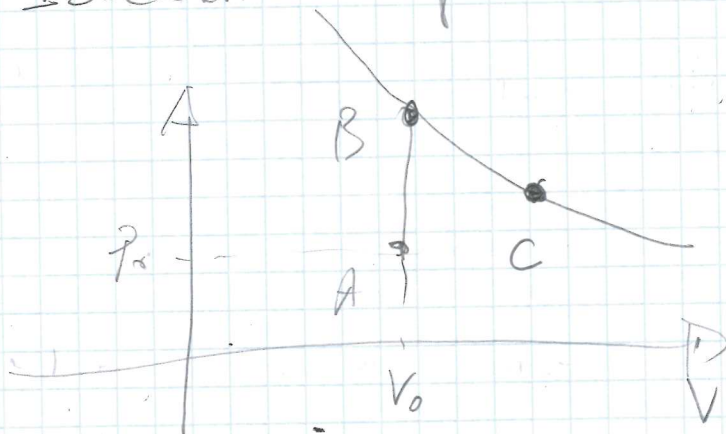
$$V_m = 0,02241 \text{ m}^3$$

$$P_0 = P_{ATM} = 10^5 \text{ Pa}$$

$$T = 273,15 \text{ K}$$

EQUAZIONE DI STATO PER UN GAS IDEALE

ISOCORA segue da Ipotermia



AB : $P_B = P_0 \times T$ GAY-LUSSAC

BC : $P_B V_0 = P_0 \times T V_0$ G.L. $P_B = P_0 \times T$

USANDO $V_0 = V_m M \rightarrow$ moli M o g

$$P V = n R T \quad \text{dove } n = \frac{m}{M}$$

$R = P_0 \times V_m$ \rightarrow Pressione ATM \rightarrow Valore Mole

\Downarrow COSTANTE DEI GAS IDEALI
 $R = 8.314 \text{ J/K moli}$

$$P V = n R T$$

EQUAZIONE DI STATO DEI
GAS IDEALI (PERFETTI)

\Rightarrow In un gas ideale possono essere arbitrariamente solo 2
 • VARIABILI \Rightarrow la forza viene
 viene determinata dall'Eq. di
 stato di gas ideale

\Rightarrow NR. gas ideale \Rightarrow CASO LIMITE
 vale solo per gas $\left. \begin{array}{l} \text{Rappresentati} \\ \text{colti } T \gg 0 \\ \text{Poco interagenti} \end{array} \right\}$

CALORI SPECIFICI NEI GAS IDEALI

\Rightarrow calore specifico dipende dal
 processo $\left\{ \begin{array}{l} \text{Pressione costante } C_p \\ \text{Volume } = C_v \end{array} \right.$

$$da = m c_v dT$$

$$da = m c_p dT$$

calore specif
 media

$$C_v = \frac{1}{m} \left(\frac{da}{dT} \right)_v = c_v$$

$$C_p = \frac{1}{m} \left(\frac{da}{dT} \right)_p = c_p$$

$$C_p > C_v \Rightarrow$$

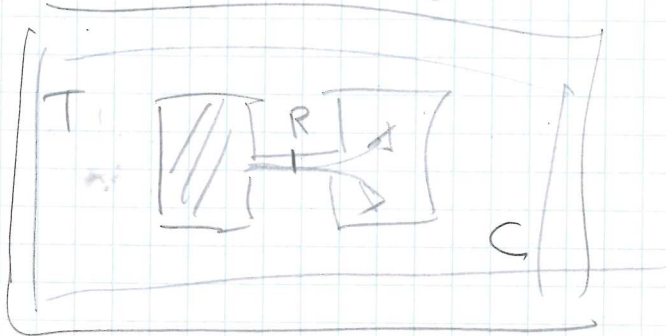
e pressione costante
 il gas compie
 anche lavoro

ENERGIA INTERNA DI UN GAS IDEALE

Da quale variabile termodinamica
dipende l'energia interna di
un gas ideale?

Esperimento:

Diffusione di un gas in un
cilindro (temperatura $T = \text{cost}$)



Il cilindro cilindro è isolato
e temperatura T è uguale il
subretto e il gas si diffonde in
gas

\Rightarrow si osserva: indipendente
da come il gas si diffonde
la temperatura finale è
sempre la stessa

$$\Delta U_{\text{gas}} + \Delta U_{\text{cal}} = Q - W = 0$$

Il sistema non scambia calore con l'ambiente

Inoltre $\Delta U_{\text{cal}} = 0$ (Non cambia niente nell'ambiente)

$\Rightarrow \Delta U_{\text{gas}} = 0$ Energy internal non cambia

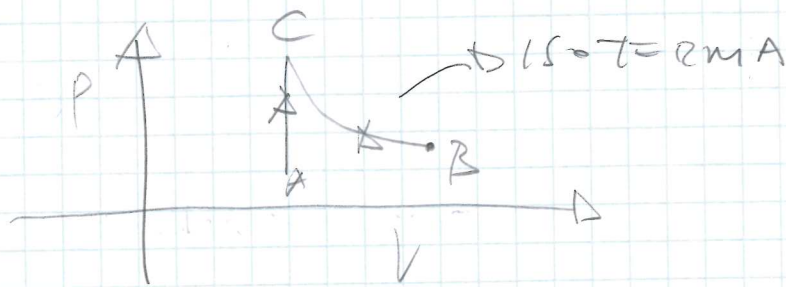
$\Rightarrow P$ e V costanti dunque l'unica
variabile che non cambia è
 T



L'energia interna del gas
può dipendere solo dalla
temperatura

MB: Molecole ^{RIGOROSAMENTE} per un GAS IDEALE

ΔT ermano UCT)



Voglio determinare

$$\Delta U = U_B - U_A$$

$$U_B - U_A = (U_B - U_C) + (U_C - U_A)$$

$$U_C - U_B = 0 \quad (\text{ISOTERMA})$$

$$U_B - U_A = U_C - U_A = M C_V (T_C - T_A) = M C_V (T_B - T_A)$$

$(T_B = T_C)$

$$\Delta U = M C_V \Delta T$$

TRASFORMAZIONE 20 di INFINITESIMO

$$dU = M C_V dT$$

$$U_B - U_A = M \int_{T_A}^{T_B} C_V dT$$

$$C_V = \frac{1}{M} \frac{dU}{dT}$$

C_V dipende solo dalla temperatura

N.B. la trasformazione $A \rightarrow C$

Volume costante \Rightarrow NESSUN LAVORO
VIENE ESERCITATO

Primo principio

$$\Delta U = \Delta Q - \Delta W \Rightarrow \delta Q = m c_V \delta T + \delta W$$

$$\text{se } c_V(T) = c_V$$

$$\Rightarrow Q = m c_V \Delta T + W$$

se la trasformazione è reversibile
 $\delta W = p \delta V$

segue

$$\textcircled{*} \quad \delta Q = m c_V \delta T + p \delta V \quad \text{LAVORO ESERCITATO}$$

$$Q = m \int_{T_A}^{T_B} c_V \delta T + \int_{V_A}^{V_B} p \delta V$$

~~Non~~ lavoro eseguito

Relazione di MAYER

Utile ricordare che $\textcircled{*}$ per un
trasformazione isobara

$$\delta Q = m c_P \delta T \Rightarrow$$
$$m c_P \delta T = m c_V \delta T + p \delta V$$

$$(C_p - C_v) n \Delta T = P \Delta V$$

→ differenza tra l'Eq. di stato

$$PV = nRT$$

$$\Delta PV + V \Delta P = nR \Delta T$$

//

0

Temperatura costante

$$\Downarrow (C_p - C_v) n \Delta T = nR \Delta T$$

$$\boxed{C_p - C_v = R}$$

In gas ideale anche C_p è
funzione solo della temperatura

→ il rapporto gamma di

$$\gamma = \frac{C_p}{C_v}$$

→ costante

$$\boxed{\gamma > 1}$$

TAOS 12.1 //