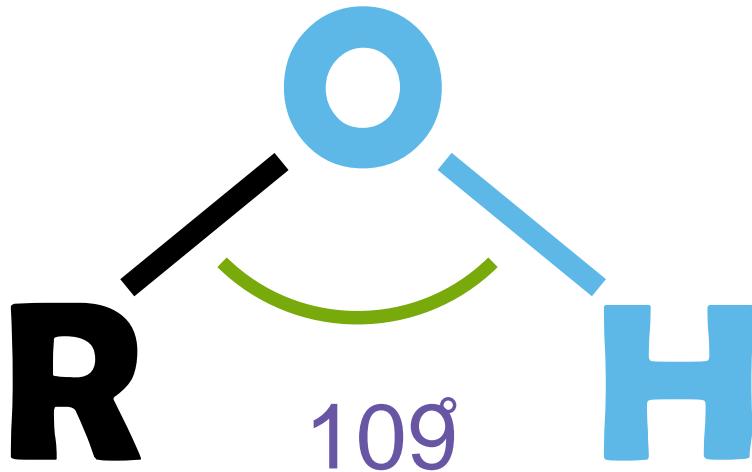


Termodinamica

Tutor: Alessandro Marchetti



POLITECNICO
MILANO 1863



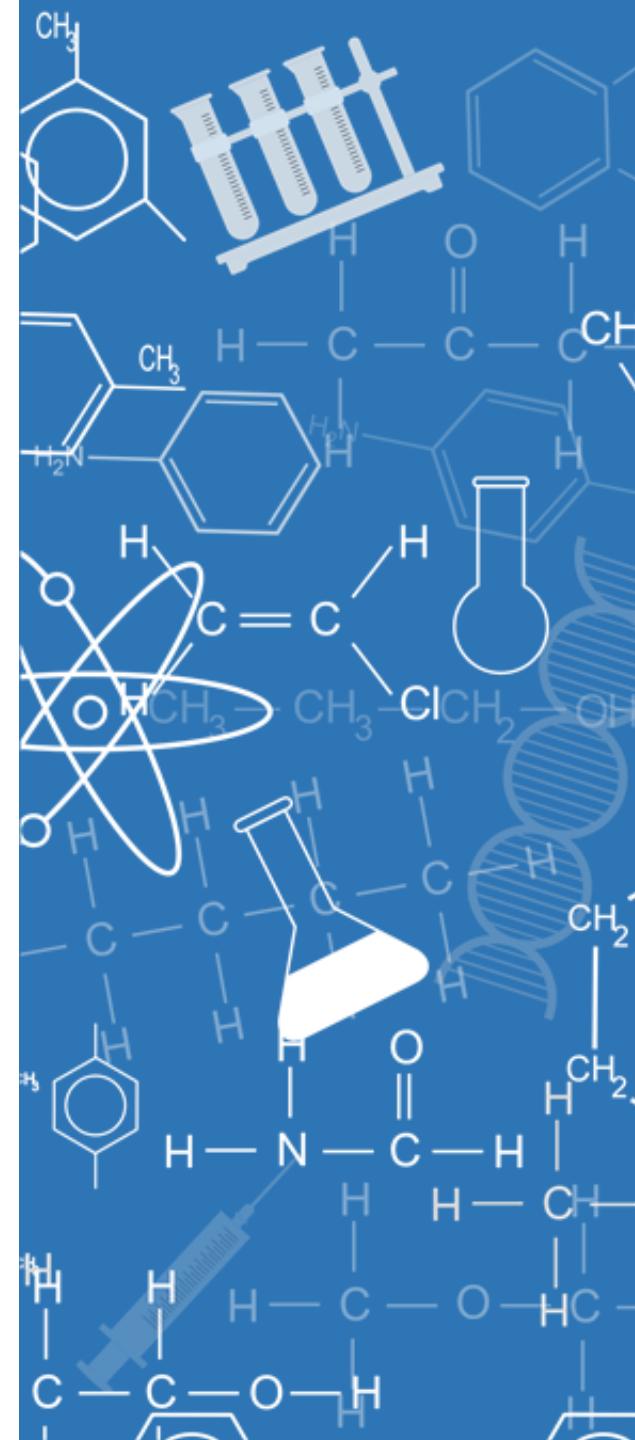
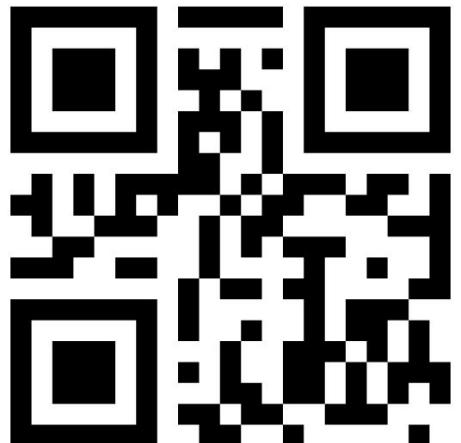
REGISTRAZIONE

Per registrare la tua presenza al tutorato:

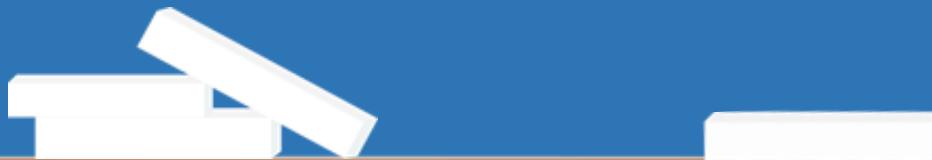
- Vai sul sito www.tutorapp.polimi.it
e inserisci il mio codice persona

10488783

- Oppure scansiona il QR Code



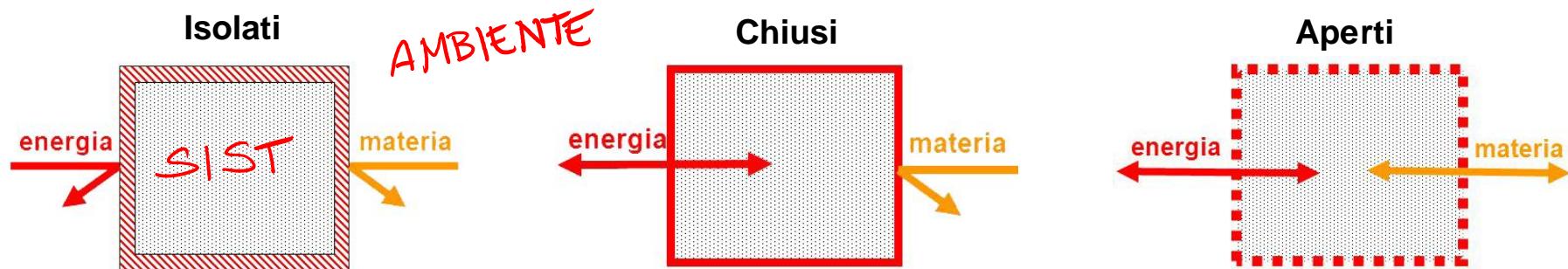
Termodinamica



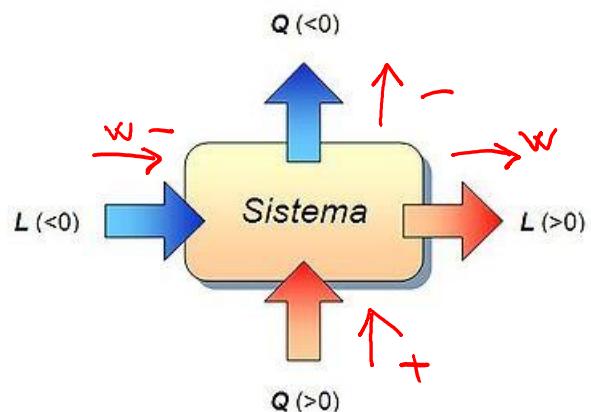
RIPASSO TEORICO

Termodinamica: studio dell'energia e delle sue trasformazioni (dal greco: θερμός (termós) «calore») + δυναμικός (dynamikós – derivato di «forza»).

I **sistemi termodinamici** sono porzioni di universo di interesse, delimitate da confini fisici (sistemi reali) o da condizioni matematiche (sistemi immaginari).

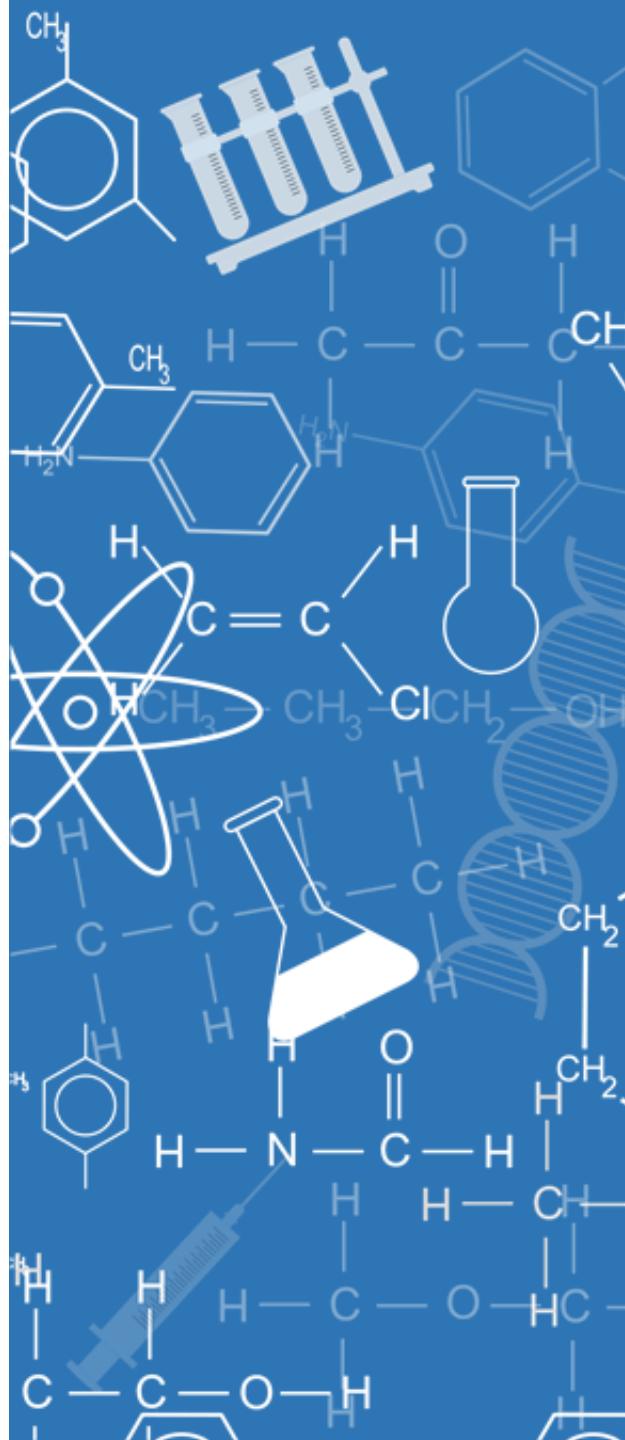


All'esterno del sistema di trova **l'ambiente**. Sistema + ambiente costituiscono **l'universo**.



Convenzione dei segni:

- Calore (Q o q): **positivo (+)** quanto **entrante** nel sistema, **negativo (-)** quando **uscente** dal sistema.
- Lavoro (L o w): **positivo (+)** quando **uscente** dal sistema, **negativo (-)** quando **entrante** nel sistema.

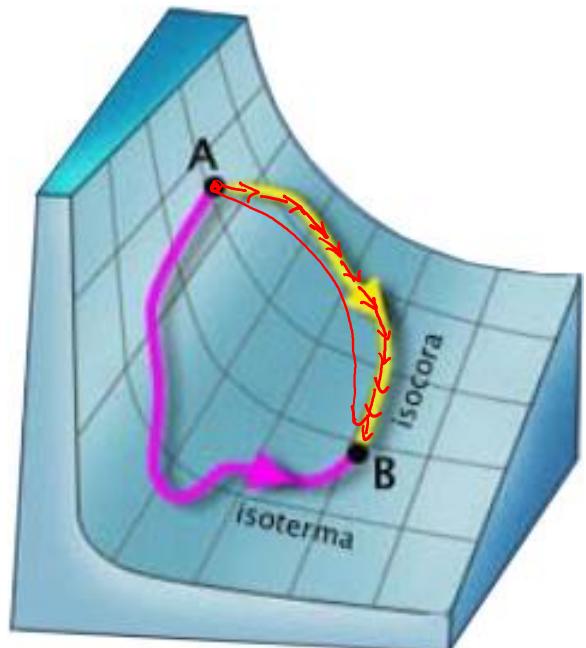


RIPASSO TEORICO

Lo **stato termodinamico** di un sistema è una condizione per cui le grandezze che descrivono il sistema **non variano nel tempo** e sono **determinate in maniera univoca**.

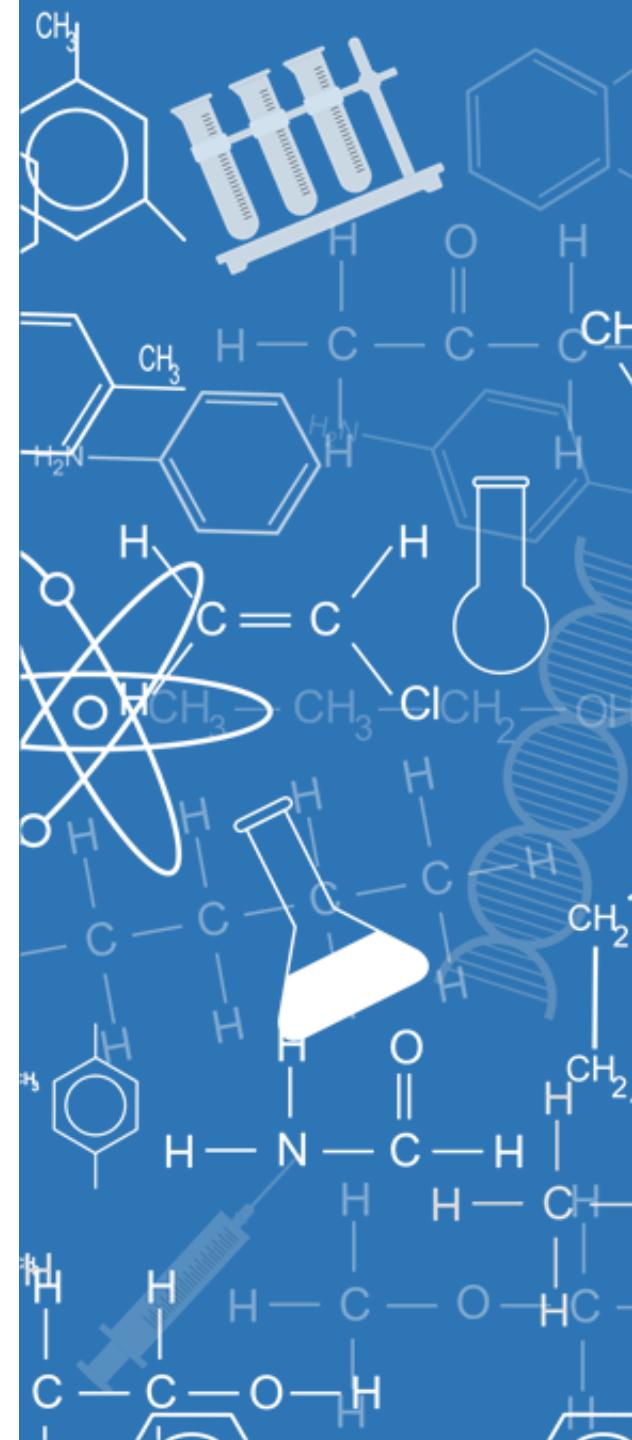
- Le grandezze di un sistema possono essere **estensive** (ES: massa, volume, ecc...) e **intensive** (ES: temperatura, pressione, ecc..).
- Lo stato termodinamico di un gas ideale è determinato in modo univoco da P e V.

Il passaggio da uno stato termodinamico (A) all'altro (B) prende il nome di **processo termodinamico**.



- Reversibile**, in cui il passaggio da A a B avviene tramite cambiamenti infinitesimi.
ESEMPIO: Frenata delicata di una macchina
- Irreversibile**, in cui il passaggio da A a B avviene tramite un cambiamento repentino.
ESEMPIO: Accelerazione brusca di una macchina

Le **funzioni di stato** sono proprietà determinate **solo** dallo stato termodinamico di un sistema



RIPASSO TEORICO

Energia: capacità di compiere lavoro o fornire calore.

I sistemi termodinamici sono caratterizzati da diverse forme di energia:

- Energia cinetica, legata al moto del sistema
- Energia potenziale, legata alla posizione del sistema
- Energia potenziale elettrostatica, legata alla presenza di cariche

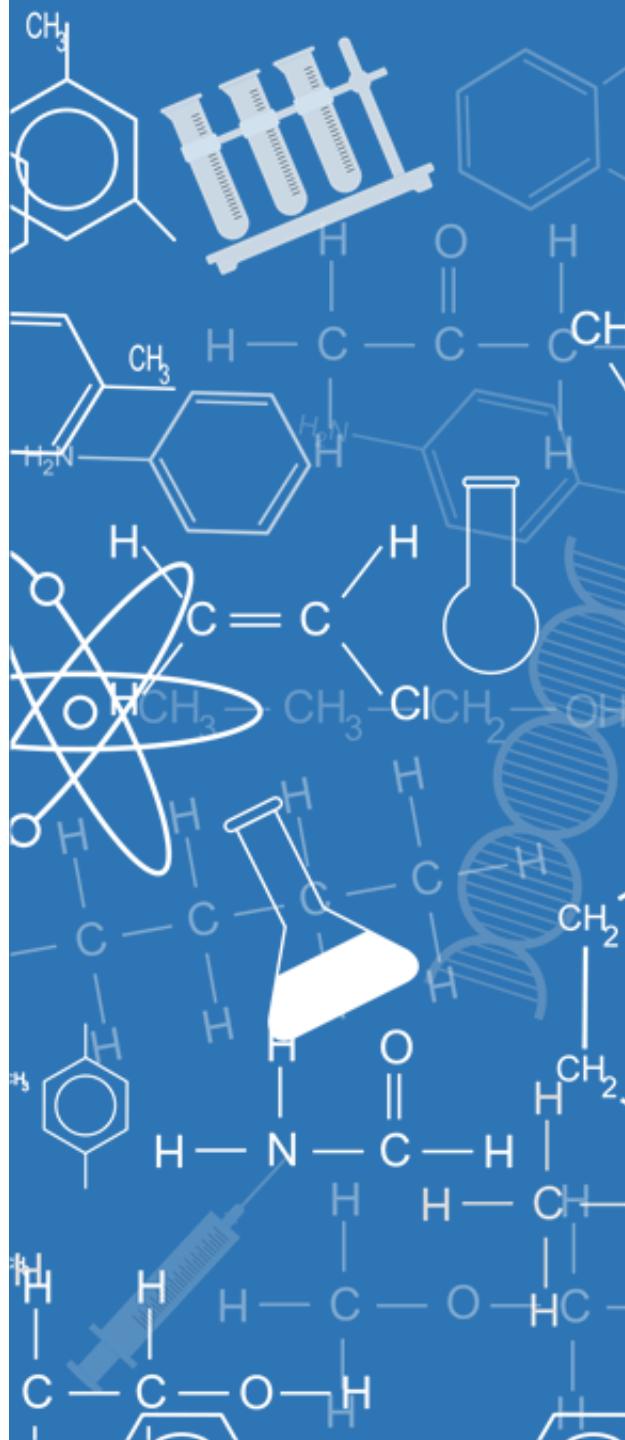
La somma di energie cinetiche e interne prende il nome di energia interna (E), ed è legata alle strutture atomiche e molecolari

- È una funzione di stato
- Solitamente non è noto il valore assoluto, ma la variazione in seguito a una trasformazione

$$\Delta E = E_{finale} - E_{iniziale} = q + w$$

ISO BARA
ISOCORA
ISOTERMA
ADIABATICA

L'energia interna di un sistema può variare a seguito di scambi di calore o lavoro



RIPASSO TEORICO

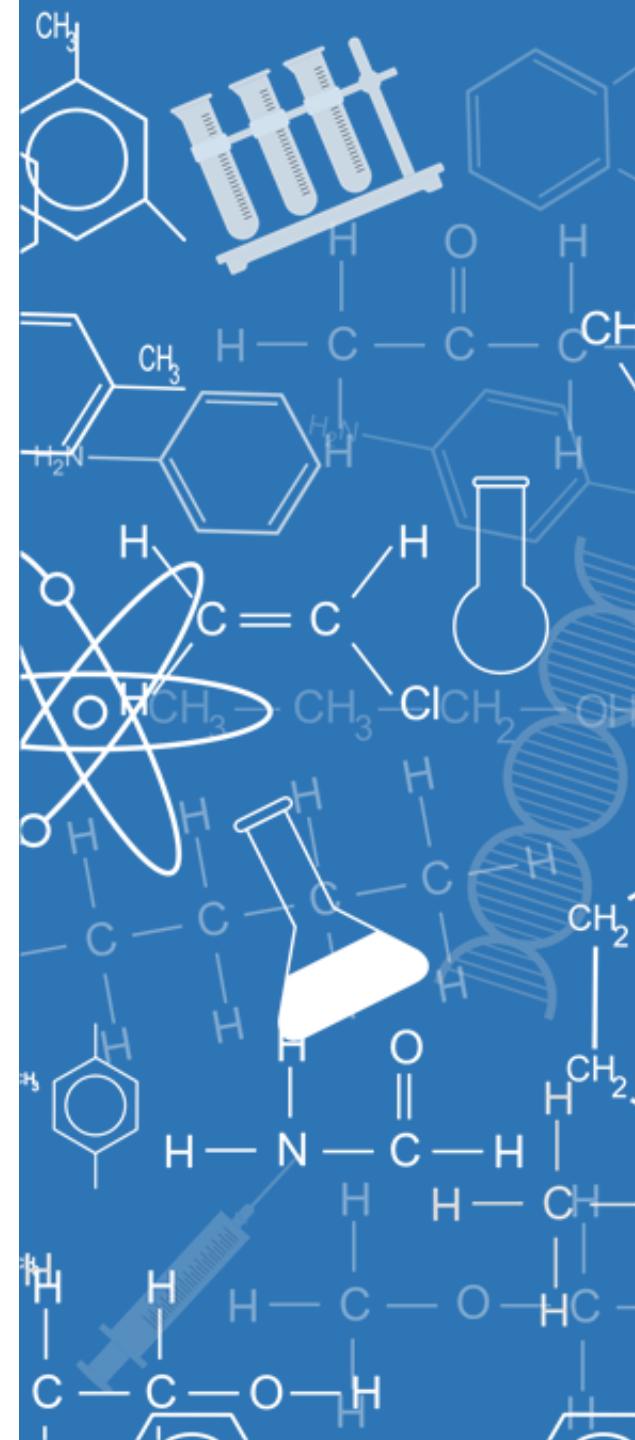
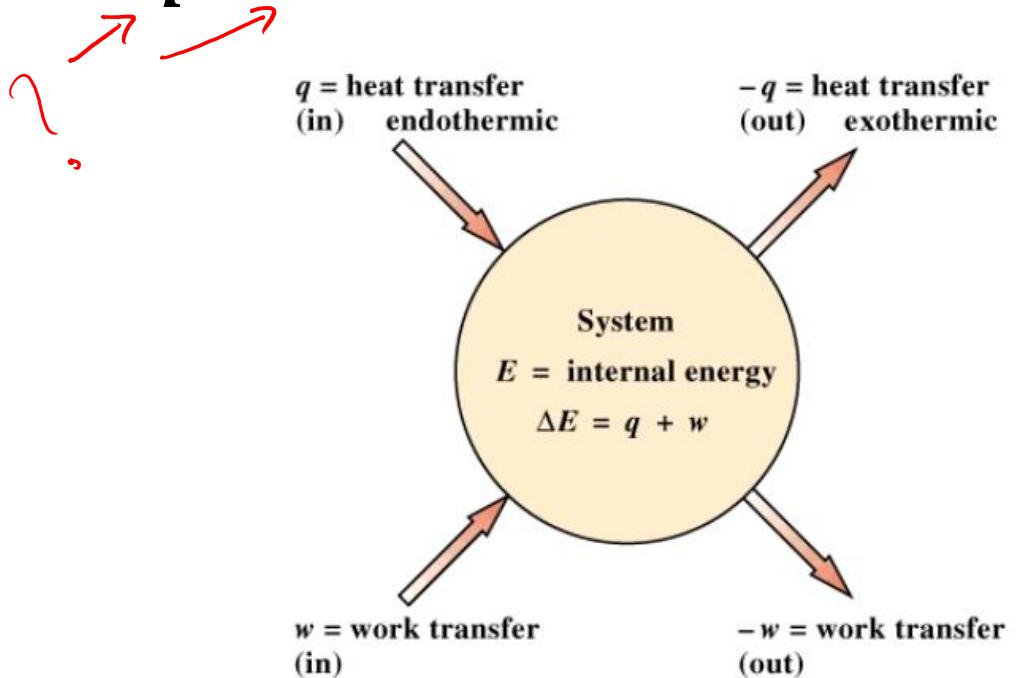
1° Principio della termodinamica

«La variazione dell'energia interna di un sistema è data dalla somma del calore e del lavoro scambiati»



«L'energia dell'universo non si crea né si distrugge, può solo essere convertita da una forma all'altra»

$$\Delta E = q + w$$



RIPASSO TEORICO

Il **trasferimento di energia** da un sistema all'altro può avvenire tramite l'applicazione di **lavoro meccanico** o tramite passaggio di calore:

Lavoro meccanico: energia associata a uno spostamento meccanico

$$w = F \cdot s [J]$$

Sistema chiuso da un pistone e contenente un gas ideale al suo interno: si ha scambio di lavoro quando il gas si espande o comprime sotto l'azione di una **pressione esterna costante**:

$$w = -F_{ext} \cdot s = -(P_{ext} \cdot A) \cdot \Delta x$$

$$w = -P_{ext} \cdot A \cdot \Delta x = -P_{ext} \cdot \Delta V$$

VARIAZIONE

w

$$w = -\Delta n \cdot R \cdot T$$

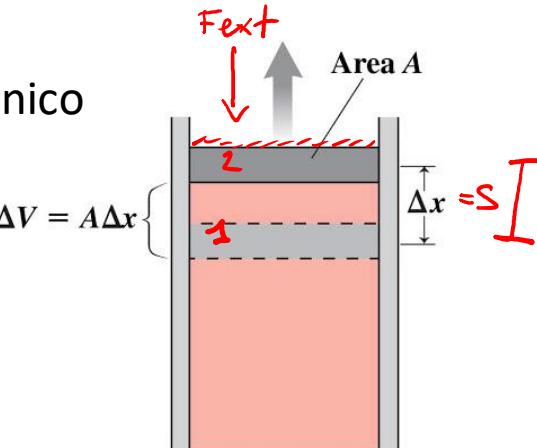
Se la trasformazione dipende da una variazione del numero di moli del gas

VARIAZIONE

T

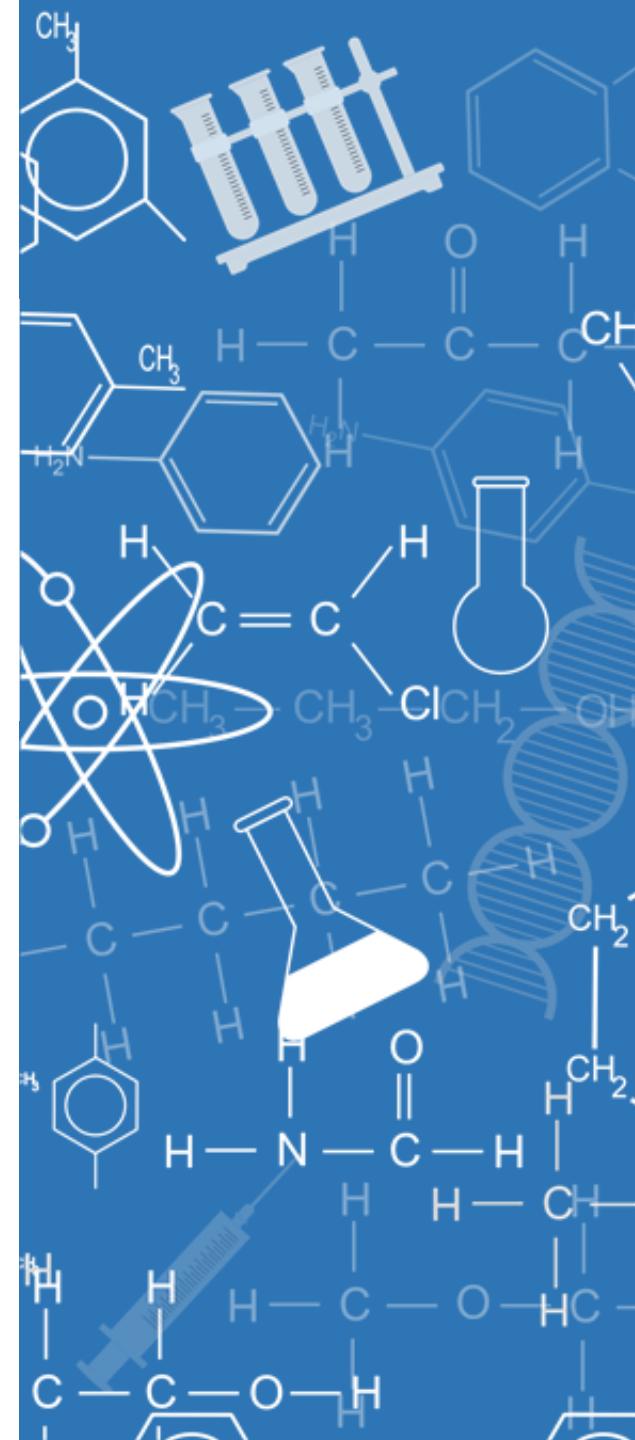
$$w = -n \cdot R \cdot \Delta T$$

Se la trasformazione dipende da una variazione di temperatura del sistema



Convenzione dei segni:

q, w > 0 se entrano nel sistema
q, w < 0 se escono nel sistema



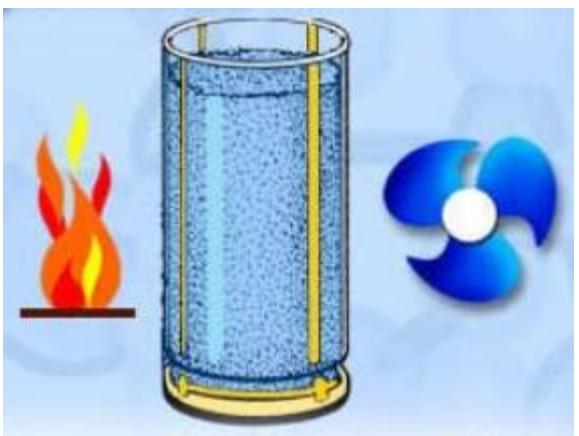
RIPASSO TEORICO

Il **trasferimento di energia** da un sistema all'altro può avvenire tramite l'applicazione di lavoro meccanico o tramite **passaggio di calore**:

Calore specifico: Calore necessario da fornire per far aumentare di 1 °C la temperatura di 1 g di una sostanza
 $C_s - [\text{J}/(\text{g} \cdot ^\circ\text{C})]$

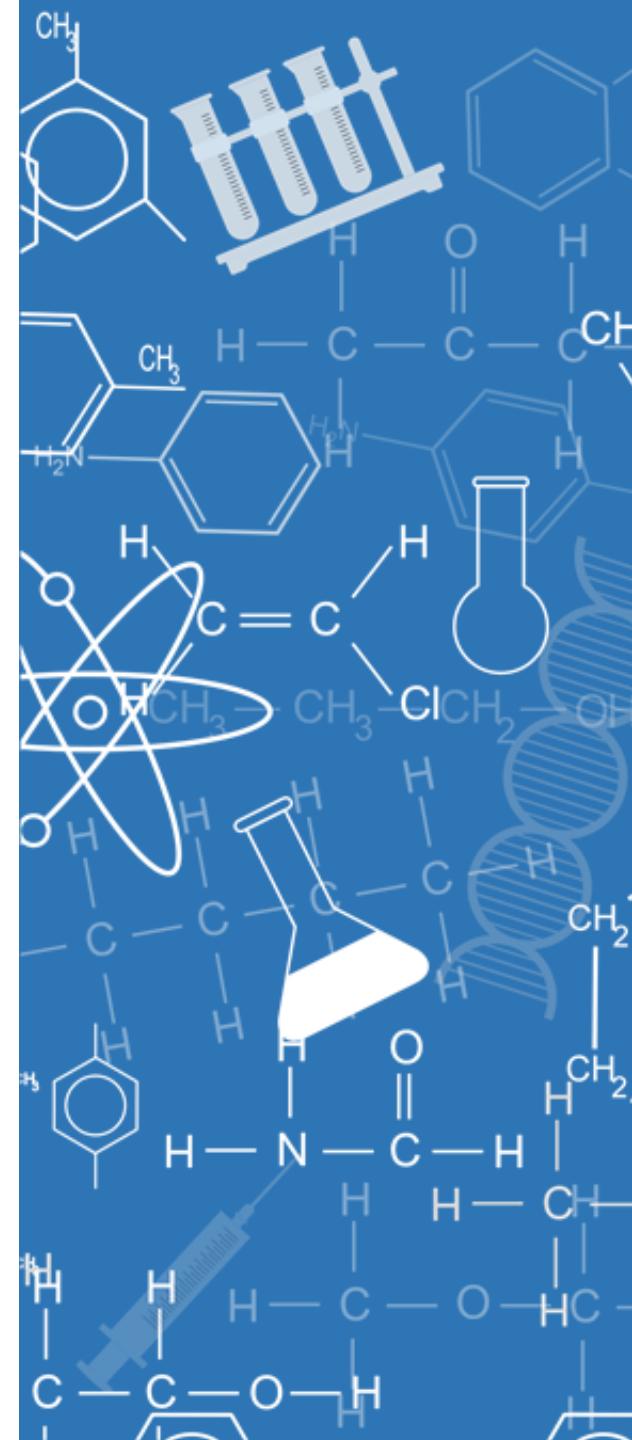
$$\rightarrow q = \underline{m} \cdot C_s \cdot \Delta T \quad C_s = \frac{q}{m \cdot \Delta T}$$

Capacità termica molare: Calore necessario da fornire per far aumentare di 1 °C la temperatura di 1 mol di una sostanza
[$\text{J}/(\text{mol} \cdot ^\circ\text{C})$]



ISOCORO
 $V = \text{cost} \Rightarrow q_V = n \cdot \underline{C_V} \cdot \Delta T \Rightarrow C_V = \frac{q_V}{n \cdot \Delta T}$

$$P = \text{cost} \Rightarrow q_P = n \cdot \underline{C_P} \cdot \Delta T \Rightarrow C_P = \frac{q_P}{n \cdot \Delta T}$$



RIPASSO TEORICO

Per un **gas ideale monoatomico**, C_V e C_P sono legati tra loro:

Dalla teoria cinetica dei gas, n moli di atomi hanno energia intera pari a:

$$E_{cin} = \frac{3}{2} nRT \quad E_{pot} = 0 \quad \Rightarrow E = E_{cin}$$

Portando il gas monoatomico da T_1 a T_2 :

$$\Delta E = \frac{3}{2} nR(T_2 - T_1) = \frac{3}{2} nR\Delta T$$

A volume costante:

Per il 1° principio della termodinamica

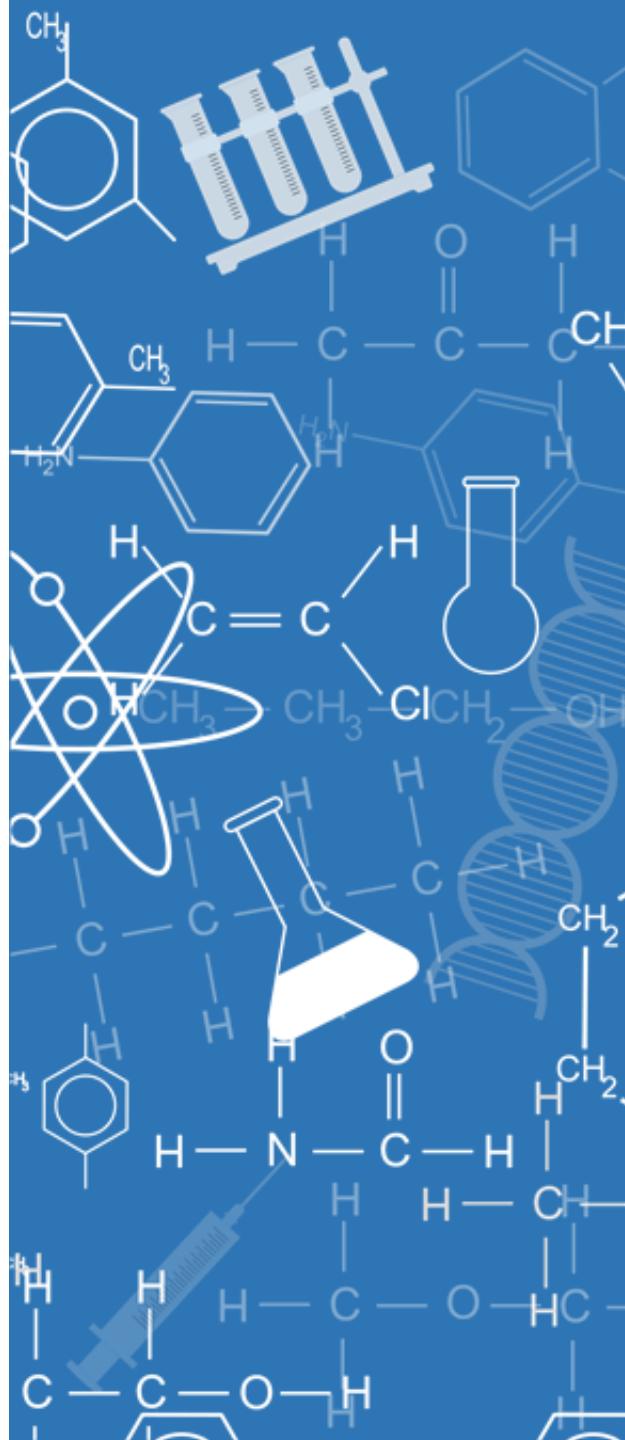
$$\Delta E = \frac{3}{2} nR\Delta T = q_V + w_V = nC_V\Delta T$$

$w = -P\cdot\Delta V$

Per la relazione appena derivata

$$\Rightarrow C_V = \frac{3}{2} R$$

$$\Rightarrow C_P = C_V + R = \frac{5}{2} R$$



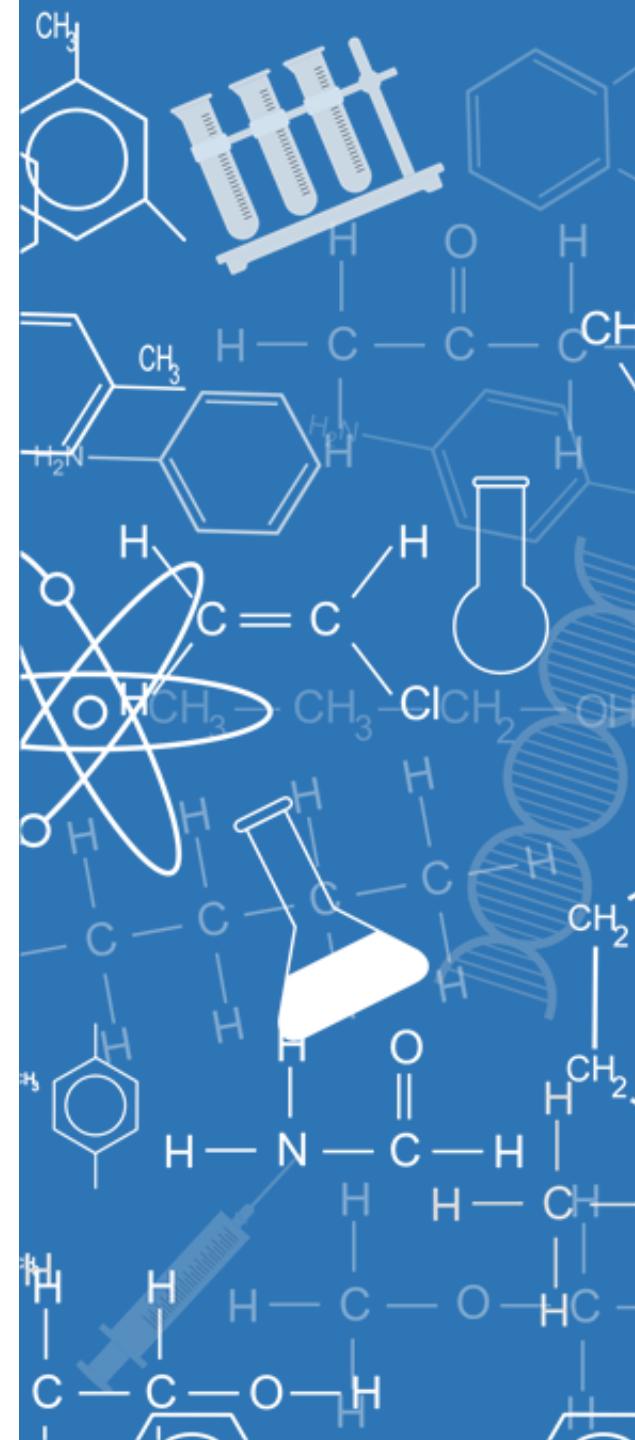
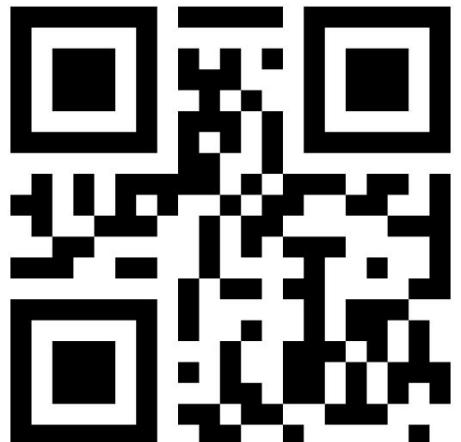
REGISTRAZIONE

Per registrare la tua presenza al tutorato:

- Vai sul sito www.tutorapp.polimi.it
e inserisci il mio codice persona

10488783

- Oppure scansiona il QR Code



ESERCIZI

1. Un pezzo di metallo (Me) di massa 1.05 kg a 60.5 °C viene immerso in 333 mL di acqua a 15.5 °C ($C_s \text{ H}_2\text{O}_{(l)} = 4.187 \text{ J/(g} \cdot ^\circ\text{C)}$, $d = 1.00 \text{ g/mL}$). Dopo la stabilizzazione termica, la temperatura del sistema Me-H₂O risulta 25.6 °C. Trascurando gli scambi termici con l'ambiente esterno, verificare di quale metallo si tratta tra Cu ($C_s = 0.385 \text{ J/(g} \cdot ^\circ\text{C)}$) e Pb ($C_s = 0.142 \text{ J/(g} \cdot ^\circ\text{C)}$). Quale dei due metalli (Cu e Pb) diminuisce maggiormente la propria temperatura per sottrazione di una stessa quantità di calore Q a parità di massa?

$$\text{Me : } m_{\text{Me}} = 1.05 \text{ kg} \\ T_{\text{Me}} = 60.5^\circ\text{C}$$

$$\text{H}_2\text{O : } T_{\text{H}_2\text{O}} = 15.5^\circ\text{C} \\ C_s = 4.187 \frac{\text{J}}{\text{g} \cdot ^\circ\text{C}} \\ d = 1.00 \frac{\text{g}}{\text{mL}} \\ V_{\text{H}_2\text{O}} = 333 \text{ mL}$$

$$\text{Me + H}_2\text{O : } T_{\text{eq}} = 25.6^\circ\text{C}$$

a) Me = ?

$$Q_{\text{H}_2\text{O}} = m_{\text{H}_2\text{O}} \cdot C_{s,\text{H}_2\text{O}} \cdot \Delta T_{\text{H}_2\text{O}}$$

$$m_{\text{H}_2\text{O}} = d \cdot V_{\text{H}_2\text{O}} = 1.00 \frac{\text{g}}{\text{mL}} \cdot 333 \text{ mL} = 333 \text{ g}$$

$$\Delta T_{\text{H}_2\text{O}} = T_{\text{i},\text{H}_2\text{O}} - T_{\text{f},\text{H}_2\text{O}} = T_{\text{eq}} - T_{\text{H}_2\text{O}} = 25.6^\circ\text{C} - 15.5^\circ\text{C} = 10.1^\circ\text{C}$$

$$\Rightarrow Q_{\text{H}_2\text{O}} = 333 \text{ g} \cdot 4.187 \frac{\text{J}}{\text{g} \cdot ^\circ\text{C}} \cdot 10.1^\circ\text{C} = 14.1 \text{ kJ}$$

ESERCIZI

$$Q_{Me} = - Q_{H_2O} = - 14.1 \text{ kJ}$$

$$Q_{Me} = m_{Me} \cdot C_{s, Me} \cdot \Delta T_{Me} \Rightarrow C_{s, Me} = \frac{Q_{Me}}{m_{Me} \cdot \Delta T_{Me}}$$

$$\Delta T_{Me} = T_{f, Me} - T_{i, Me} = T_{eq} - T_{Me} = 25.6 - 60.5 = -34.9^\circ\text{C}$$

$$\Rightarrow C_{s, Me} = \frac{-14.1 \cdot 10^3 \text{ J}}{1050 \text{ g} \cdot (-34.9^\circ\text{C})} = 0.385 \frac{\text{J}}{\text{g}^\circ\text{C}} = C_{s, \omega} \Rightarrow Me \equiv Cu$$

b) $Q = m \cdot C_s \cdot \Delta T \Rightarrow \Delta T = \frac{Q}{m \cdot C_s}$

- Se C_s ALTO (ω), ΔT minore
- Se C_s BASSO (Pb), ΔT maggiore

Pb ha $\Delta T >$ rispetto
a ω , perché
 $C_{s, Pb} < C_{s, \omega}$

ESERCIZI

2. Un pistone è adagiato sulla superficie di acqua a 100 °C contenuta in un serbatoio, ed esercita su di essa la pressione di 1 atm. La pressione viene diminuita di un quantità infinitesima (si assuma che $P_{\text{est}} = \text{cost}$), col risultato di far evaporare 10 g di acqua e facendo assorbire 22.2 kJ di calore. Calcolare w , ΔE , ΔH e ΔH_m (molare) per tale processo.

$$T_{H_2O} = 100^\circ C$$

$$\Delta m = 10 \text{ g}$$

$$Q = 22.2 \text{ kJ}$$

- w , ΔE , ΔH , $\Delta H_m = ?$

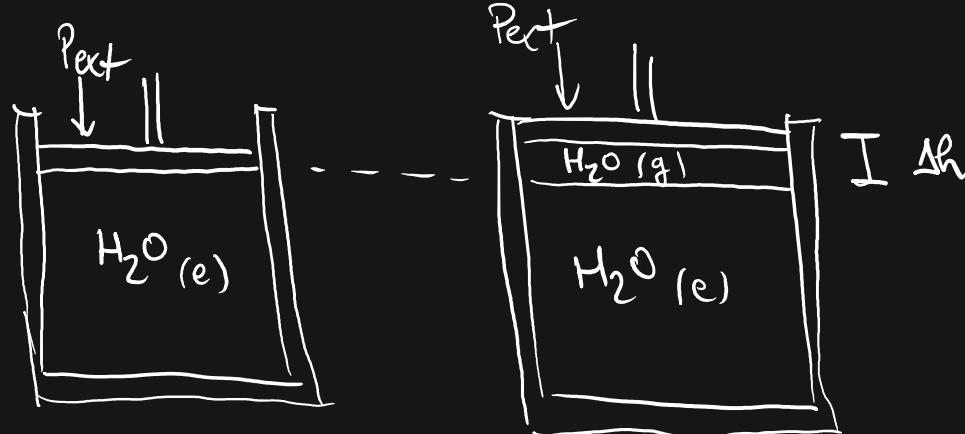
$$\Delta n = \frac{\Delta m}{NM_{H_2O}} = \frac{10 \text{ g}}{18 \text{ g/mol}} = 0.55 \text{ mol}$$

ΔH e ΔH_m : $\Delta H = \Delta E + \cancel{P \cdot \Delta V}$ $\rightarrow \Delta H = Q - P \Delta V + \cancel{P \cdot \Delta V} = Q = 22.2 \text{ kJ}$

$\Delta E = Q + w$

$\underline{=} Q - P \cdot \Delta V$

$$\Delta H_m = \frac{\Delta H}{\Delta n} = \frac{22.2 \text{ kJ}}{0.55 \text{ mol}} = 40.36 \frac{\text{kJ}}{\text{mol}}$$



ESERCIZI

$$\underline{W: W = - P_{\text{ext}} \cdot \Delta V}$$

$$\downarrow P \cdot V = n \cdot R \cdot T \Rightarrow P \cdot \Delta V = \Delta n \cdot R \cdot T$$

$$W = - \Delta n \cdot R \cdot T = - 0.55 \text{ mol} \cdot 8.314 \frac{\text{J}}{\text{mol} \cdot \text{K}} \cdot 373 \text{ K} = - 1.7 \text{ kJ}$$

$$\underline{\Delta E: \Delta E = Q + W = 22.2 - 1.7 \text{ kJ} = 20.5 \text{ kJ}}$$

ESERCIZI

3. L'acetilene (C_2H_2) può essere ottenuto per aggiunta controllata di acqua al carburo di calcio (CaC_2) secondo la reazione non bilanciata:



Calcolare il calore prodotto se si fanno reagire 125 kg di carburo di calcio con un eccesso di acqua a 10 °C e 1 atm e il volume di acetilene ottenuto misurato nelle stesse condizioni, assumendo una resa del processo pari al 70%. $\Delta H_f^\circ(C_2H_{2(g)}) = 227 \text{ kJ/mol}$, $\Delta H_f^\circ(Ca(OH)_{2(s)}) = -987 \text{ kJ/mol}$, $\Delta H_f^\circ(H_{2(l)}) = -286 \text{ kJ/mol}$, $\Delta H_f^\circ(CaC_{2(s)}) = -60 \text{ kJ/mol}$

$$m_{CaC_2} = 125 \text{ kg}$$

$$T = 10^\circ C = 283 \text{ K}$$

$$\Delta H_f^\circ \text{ calc, } H_2O, Ca(OH)_2, C_2H_2 = NOTI$$

$$P = 1 \text{ atm}$$

$$\bullet \quad Q = ? \quad V_{C_2H_2} \quad se \quad \eta = 70\% = ?$$

Bilanciamento:



$$\begin{aligned} \Delta H_R^\circ &= \Delta H_f^\circ, Ca(OH)_2 + \Delta H_f^\circ C_2H_2 - \Delta H_f^\circ H_2O \cdot 2 - \Delta H_f^\circ CaC_2 = \\ &= -987 + 227 - 2 \cdot (-286) - (-60) = -128 \frac{\text{kJ}}{\text{mol}} \end{aligned}$$

ESERCIZI

$$n_{\text{CaL}_2} = \frac{m_{\text{CaL}_2}}{MM_{\text{CaL}_2}}$$

$$MM_{\text{CaL}_2} = MM_{\text{Ca}} + 2 \cdot MM_{\text{C}} = 40.08 + 2 \cdot 12.01 = 64.1 \text{ g/mol}$$

$$\Rightarrow n_{\text{CaL}_2} = \frac{125 \cdot 10^3 \text{ g}}{64.1 \text{ g/mol}} = 1950 \text{ mol}$$

$$\Rightarrow Q = \Delta H_R^\circ \cdot n_{\text{CaL}_2} = -128 \frac{\text{kJ}}{\text{mol}} \cdot 1950 \text{ mol} = \begin{cases} -249.6 \cdot 10^3 \text{ kJ} \\ -249.6 \text{ MJ} \\ -249.6 \cdot 10^6 \text{ J} \end{cases}$$

Volume di C₂H₂:

In stecchio: 1 mol CaL₂ consumata → 1 mol C₂H₂ prodotta

$$n_{\text{C}_2\text{H}_2} = n_{\text{CaL}_2} = 1950 \text{ mol}$$

ESERCIZI

$$P \cdot V = n \cdot R \cdot T$$

$$\Rightarrow V_{C_2H_2} = \frac{n_{C_2H_2} \cdot R \cdot T}{P} = \frac{1950 \text{ mol} \cdot 0.082 \frac{\text{L} \cdot \text{atm}}{\text{mol} \cdot \text{K}} \cdot 283 \text{ K}}{1 \text{ atm}} = 45.25 \cdot 10^3 \text{ L}$$

↳ Se $\eta = 100\%$.

PERÒ: $\eta = 70\%$.

$$V_{C_2H_2}^R = V_{C_2H_2} \cdot \eta = 45.25 \cdot 10^3 \text{ L} \cdot \frac{70}{100} = 31.7 \cdot 10^3 \text{ L}$$

ESERCIZI

4. Un calorimetro contiene 400 g di ghiaccio alla T di 0 °C. Trascurando eventuali perdite di calore e sapendo di operare a P di 1 atm, calcolare quanto rame inizialmente a 90 °C è necessario aggiungere affinchè, a equilibrio raggiunto, la T del sistema sia pari a 10 °C. $C_p(H_2O \text{ (l)}) = 4.184 \text{ J/(g} \cdot ^\circ\text{C)}$, $C_p(\text{Cu (s)}) = 0.385 \text{ J/(g} \cdot ^\circ\text{C)}$, $\Delta H^\circ_{\text{fus}} = 333 \text{ J/g}$.

Ghiaccio : $m = 400 \text{ g}$

$H_2O \text{ (s)} \quad T_{H_2O} = 0^\circ\text{C}$

$\Delta H^\circ_{\text{fus}} = \text{NOTO}$

$C_p(H_2O \text{ (e)}) = \text{NOTO}$

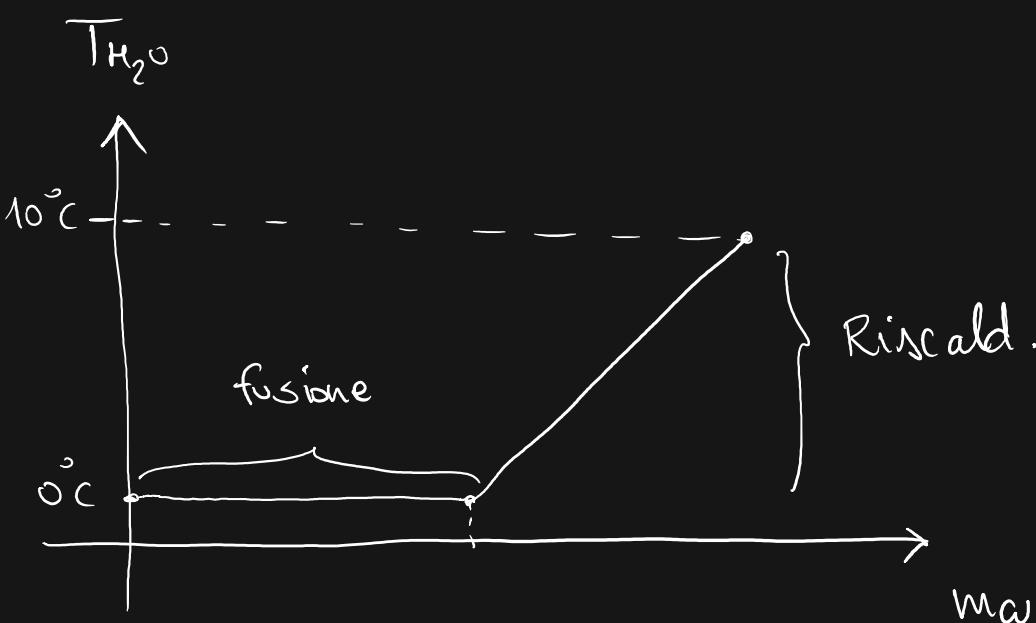
• $m \omega = ?$

$P = 1 \text{ atm} \rightarrow T_{\text{fus}} = 0^\circ\text{C}$

$\omega : T_\omega = 90^\circ\text{C}$

$C_p = \text{NOTO}$

$P = 1 \text{ atm}$



ESERCIZI

Fusione: $Q_{\text{fus}} = m_{\text{H}_2\text{O}} \cdot \Delta H_{\text{fus}} = 400 \text{ g} \cdot 333 \frac{\text{J}}{\text{g}} = 133200 \text{ J}$

Riscald: $Q_{\text{risc}} = m_{\text{H}_2\text{O}} \cdot C_{p,\text{H}_2\text{O}(\ell)} \cdot \Delta T_{\text{H}_2\text{O}}$

$$\Delta T_{\text{H}_2\text{O}} = T_{f,\text{H}_2\text{O}} - T_{i,\text{H}_2\text{O}} = 10^\circ\text{C} - 0^\circ\text{C} = 10^\circ\text{C}$$

$$\Rightarrow Q_{\text{risc}} = 400 \text{ g} \cdot 4.184 \frac{\text{J}}{\text{g}\cdot\text{K}} \cdot 10^\circ\text{C} = 16736 \text{ J}$$

$$Q_{\text{TOT}} = Q_{\text{fus}} + Q_{\text{risc}} = 133200 + 16736 = 149936 \text{ J}$$

ω: $Q_{\omega} = -Q_{\text{TOT}} = -149936 \text{ J}$

$$Q_{\omega} = m_{\omega} \cdot C_{p,\omega} \cdot \Delta T_{\omega} \Rightarrow m_{\omega} = \frac{Q_{\omega}}{C_{p,\omega} \cdot \Delta T_{\omega}}$$

$$\Delta T_{\omega} = T_{f,\omega} - T_{i,\omega} = T_{\text{eq}} - T_{\omega} = 10 - 90 = -80^\circ\text{C}$$

$$\Rightarrow m_{\omega} = \frac{-149936 \text{ J}}{0.385 \frac{\text{J}}{\text{g}\cdot\text{C}} \cdot (-80^\circ\text{C})} = 4868 \text{ g} \approx 4.87 \text{ kg}$$

ESERCIZI

5. In uno scambiatore di calore vengono fatti passare 1.8 kg/min di vapore acqueo. Il vapore entra nello scambiatore a una T iniziale pari a 180 °C ed esce dallo scambiatore sotto forma di H₂O liquida a 50 °C. Calcolare: a) il calore totale ceduto ogni minuto dall'acqua allo scambiatore; b) i litri di metano, misurati a 25 °C e 1 atm, necessari da bruciare ogni minuto per poter produrre 1.8 kg/min di vapore acqueo a 180 °C partendo da acqua a 50 °C. $\Delta H_{\text{evap}} = 2272 \text{ kJ/kg}$, $C_p(H_2O \text{ (l)}) = 4.186 \text{ kJ/(kg} \cdot ^\circ\text{C)}$, $C_p(H_2O \text{ (vap)}) = 1.926 \text{ kJ/(kg} \cdot ^\circ\text{C)}$, $\Delta H^\circ_{\text{comb}}(CH_4(g)) = -890 \text{ kJ/mol}$

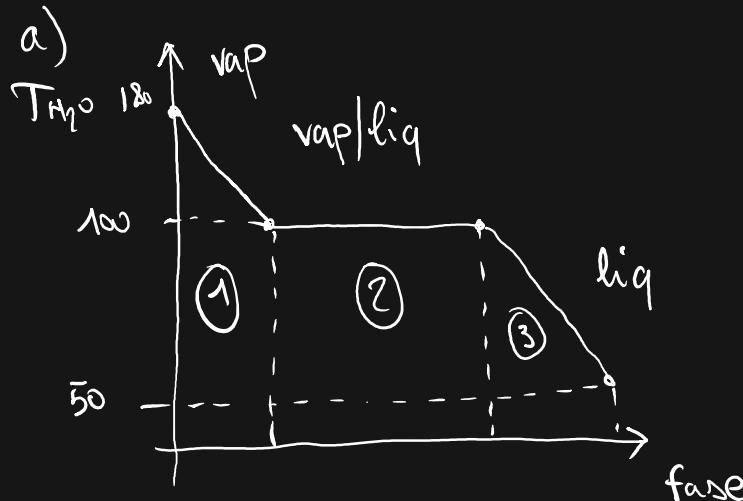
$$H_2O \text{ (vap)} : \dot{m} = 1.8 \frac{\text{kg}}{\text{min}}$$

$$T_{\text{vap},1} = 180^\circ\text{C}$$

$$H_2O \text{ (e)} : T_{H_2O} = 50^\circ\text{C}$$

a) Q ceduto al minuto = ?

b) V_{CH₄} per produrre vap a 180°C da H₂O (e) a 50°C



① Q₁

② Q₂

③ Q₃

ESERCIZI

① VAP: $\dot{Q}_1 = \dot{m} \cdot C_{p, \text{Vap}} \cdot \Delta T_{\text{vap}}$

$$\Delta T_{\text{vap}} = T_{\text{vap},2} - T_{\text{vap},1} = T_{\text{ev}} - T_{\text{vap},1} = 100 - 180 = -80^{\circ}\text{C}$$

$$\Rightarrow \dot{Q}_1 = 1.8 \frac{\text{kg}}{\text{min}} \cdot 1.926 \frac{\text{kJ}}{\text{kg} \cdot ^\circ\text{C}} \cdot (-80^{\circ}\text{C}) = -277.3 \frac{\text{kJ}}{\text{min}}$$

② VAP/LIQ: $\dot{Q}_2 = \dot{m} \cdot \Delta H_{\text{cond, H}_2\text{O}}$

VAP $\xleftarrow{\text{EVAP.}}$ LIQ
CONDENS.

$$\Delta H_{\text{cond}} = -\Delta H_{\text{ev}} = -2272 \frac{\text{kJ}}{\text{kg}}$$

$$\Rightarrow \dot{Q}_2 = 1.8 \frac{\text{kg}}{\text{min}} \cdot (-2272 \frac{\text{kJ}}{\text{kg}}) = -4089.6 \frac{\text{kJ}}{\text{min}}$$

③ Liq: $\dot{Q}_3 = \dot{m} \cdot C_{p, \text{H}_2\text{O}(l)} \cdot \Delta T_{\text{liq}}$

$$\Delta T_{\text{liq}} = T_{\text{liq},2} - T_{\text{ev}} = 50 - 100 = -50^{\circ}\text{C}$$

$$\Rightarrow \dot{Q}_3 = 1.8 \frac{\text{kg}}{\text{min}} \cdot 4.186 \frac{\text{kJ}}{\text{kg} \cdot ^\circ\text{C}} (-50^{\circ}\text{C}) = -376.74 \frac{\text{kJ}}{\text{min}}$$

ESERCIZI

$$\dot{Q}_{TOT} = \dot{Q}_1 + \dot{Q}_2 + \dot{Q}_3 = -277.3 - 4089.6 - 376.74 = -4743.64 \frac{\text{kJ}}{\text{min}}$$

b) $v_{CH_4} = ?$

$$\dot{Q}_{TOT} = \Delta H_R^\circ \cdot \dot{n}_{CH_4} = \Delta H_{comb}^\circ \cdot \dot{n}_{CH_4}$$

$$\Rightarrow \dot{n}_{CH_4} = \frac{\dot{Q}_{TOT}}{\Delta H_{comb}^\circ} = \frac{-4743.64 \frac{\text{kJ}}{\text{min}}}{-890 \frac{\text{kJ}}{\text{mol}}} = 5.33 \frac{\text{mol}}{\text{min}}$$

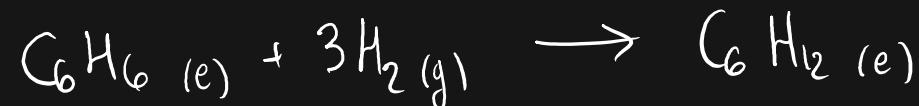
$$\Rightarrow \dot{V}_{CH_4} = \frac{\dot{n}_{CH_4} \cdot R \cdot T}{P} = \frac{5.33 \frac{\text{mol}}{\text{min}} \cdot 0.082 \frac{\text{L} \cdot \text{atm}}{\text{mol} \cdot \text{K}} \cdot 298 \text{ K}}{1 \text{ atm}} = 130.24 \frac{\text{L}}{\text{min}}$$

ESERCIZI

6. Calcolare, in condizioni standard, ΔH°_R e ΔE della reazione di idrogenazione del benzene a cicloesano (non bilanciata):



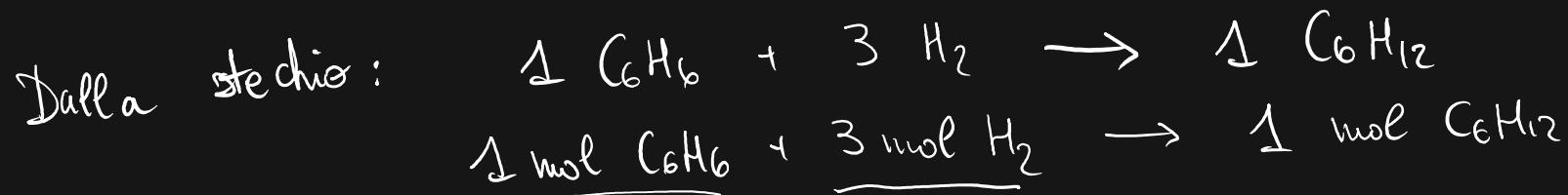
sapendo che $\Delta H^\circ_{f, \text{benzene}} = 49 \text{ kJ/mol}$, $\Delta H^\circ_{f, \text{cicloesano}} = -156 \text{ kJ/mol}$.



• ΔH°_R , ΔE = ?

$$\Delta H^\circ_R = \Delta H^\circ_f, C_6H_{12} - 3 \cancel{\Delta H^\circ_f, H_2(g)} - \Delta H^\circ_f, C_6H_6 = -156 - 3 \cdot 0 - 49 = -205 \frac{\text{kJ}}{\text{mol}_{C_6H_6}}$$

ΔE : Def. ΔH : $\Delta H = \Delta E + P \cdot \Delta V \Rightarrow \Delta E = \Delta H - P \cdot \Delta V$



$$\Delta h^{\text{gas}} = -\Delta h_{H_2} = -3 \frac{\text{mol}_H}{\text{mol}_{C_6H_6}}$$

ESERCIZI

$$\Delta V = \frac{\Delta n_{\text{gas}} \cdot R \cdot T}{P} = \frac{-3 \frac{\text{mol}}{\text{mol C}_6\text{H}_6} \cdot 0.082 \frac{\text{L} \cdot \text{atm}}{\text{mol} \cdot \text{K}} \cdot 298 \text{ K}}{1 \text{ atm}} = -73.3 \frac{\text{L}}{\text{mol C}_6\text{H}_6}$$

→
alla
reazione
di 1
mol C₆H₆

$$\Rightarrow P \cdot \Delta V = \frac{\Delta n_{\text{gas}} \cdot R \cdot T}{1} = -3 \frac{\text{mol}}{\text{mol C}_6\text{H}_6} \cdot 8.314 \frac{\text{J}}{\text{mol} \cdot \text{K}} \cdot 298 \text{ K}$$
$$= -7433 \frac{\text{J}}{\text{mol C}_6\text{H}_6}$$

$$\Rightarrow \Delta E = \Delta H_r^\circ - P \cdot \Delta V = -205 \frac{\text{kJ}}{\text{mol C}_6\text{H}_6} - \left(7.433 \frac{\text{kJ}}{\text{mol C}_6\text{H}_6} \right) = -197.57 \frac{\text{kJ}}{\text{mol C}_6\text{H}_6}$$

ESERCIZI

7. 35 g di Zn vengono fatti reagire con un eccesso di HCl acquoso. Avviene la seguente reazione (da bilanciare):



Calcolare il lavoro di espansione fatto dal sistema in cal e in kJ, se la reazione è condotta a 1 atm e a 20°C.

$$T = 20^\circ\text{C} = 293 \text{ K}$$

$$P = 1 \text{ atm}$$



$$m_{\text{Zn}} = 35 \text{ g}$$

$$\bullet W_{\text{exp}} = ?$$

$$M_{\text{Zn}} = 65.4 \text{ g/mol} \Rightarrow n_{\text{Zn}} = \frac{m_{\text{Zn}}}{M_{\text{Zn}}} = \frac{35 \text{ g}}{65.4 \text{ g/mol}} = 0.535 \text{ mol}$$

$$n_{\text{H}_2}^{\text{prod}} = n_{\text{Zn}}^{\text{consum}} = 0.535 \text{ mol}$$

$$\Delta n_{\text{gas}} = n_{\text{gas}}^{\text{final}} - n_{\text{gas}}^{\text{iniz}} = n_{\text{H}_2} = 0.535 \text{ mol}$$

$$W_{\text{exp}} = - P \cdot \Delta V = - \Delta n_{\text{gas}} \cdot R \cdot T = - 0.535 \text{ mol} \cdot 8.314 \frac{\text{J}}{\text{mol} \cdot \text{K}} \cdot 293 \text{ K} = 1303 \text{ J} = 1.303 \text{ kJ}$$

ESERCIZI

$$1 \text{ cal} = 4.184 \text{ J}$$

$$W_{esp} [\text{cal}] = \frac{W_{esp} [\text{J}]}{4.184 \frac{\text{J}}{\text{cal}}} = \frac{-1303 \text{ J}}{4.184 \frac{\text{J}}{\text{cal}}} = -311.6 \text{ cal}$$

ESERCIZI

8. Si supponga che 0.5 kJ di calore siano trasferiti ad 1 mole di neon (a 298 K ed 1 atm). Quale sarà la temperatura finale T_F se il calore viene trasferito (a) a volume costante, o (b) a pressione costante? Determinare la variazione di energia (ΔE) in entrambi i casi.

Ne : GAS MONOATOMICO
 $n_{Ne} = 1 \text{ mol}$

$$T_1 = 298 \text{ K}$$

$$Q = 0.5 \text{ kJ}$$

$$P = 1 \text{ atm}$$

- a) $T_F, \Delta E$ se $Q = Q_V = ?$
- b) $T_F, \Delta E$ se $Q = Q_P = ?$

a) $C_V = \frac{3}{2}R$ $C_P = \frac{3}{2}R + R = \frac{5}{2}R$

$V = \omega \cdot t$: $Q_V = n_{Ne} \cdot C_V \cdot \Delta T_V \Rightarrow \Delta T_V = \frac{Q_V}{n_{Ne} \cdot C_V} = \frac{500 \text{ J}}{1 \text{ mol} \cdot \frac{3}{2} \cdot 8.314 \frac{\text{J}}{\text{mol} \cdot \text{K}}} \approx 40 \text{ K}$

$$\Rightarrow T_F = T_1 + \Delta T_V = 298 + 40 = 338 \text{ K}$$

$$\Delta E = Q + W = Q - P \cdot \Delta V^0 = Q = 500 \text{ J}$$

ESERCIZI

$$\underline{P = cost} : \quad Q_p = n_{Ne} \cdot C_p \cdot \Delta T_p$$

$$\Rightarrow \Delta T_p = \frac{Q_p}{n_{Ne} \cdot C_p} = \frac{500 \text{ J}}{1 \text{ mol} \cdot \frac{5}{2} \cdot 8.314 \frac{\text{J}}{\text{mol} \cdot \text{K}}} = 24 \text{ K}$$

$$T_f = T_i + \Delta T_p = 298 + 24 = 322 \text{ K}$$

$$\Delta E = Q + W = Q - P \cdot \Delta V = Q - n \cdot R \cdot \Delta T_p = 500 \text{ J} - 1 \text{ mol} \cdot 8.314 \frac{\text{J}}{\text{mol} \cdot \text{K}} \cdot 24 \text{ K}$$

$$P \cdot V = n \cdot R \cdot T \xrightarrow[n]{\text{VARIAZ.}} P \cdot \Delta V = \Delta n \cdot R \cdot T \qquad \Rightarrow \Delta E = 300 \text{ J}$$
$$\xrightarrow[T]{\text{VARIAZ.}} \underline{\underline{P \cdot \Delta V = n \cdot R \cdot \Delta T}}$$

CONTATTI

Per dubbi, domande, chiarimenti e proposte di esercizi da risolvere nelle lezioni successive:



alessandro.marchetti@polimi.it



Alessandro Marchetti
(10488783)

