

Serway, Jewett

Fisica per scienze ed ingegneria

Capitolo 20

Fino a circa il 1850 si riteneva che la meccanica e la termodinamica fossero due scienze completamente distinte. La legge di conservazione dell'energia si riteneva valida solo per i fenomeni meccanici.

Verso il 1850 Joule condusse i suoi famosi esperimenti che dimostrarono l'esistenza di un forte legame tra il trasferimento di energia sotto forma di calore, nei processi termici, e trasferimento di energia sotto forma di lavoro nei processi meccanici.

Energia Interna= Tutta l'energia del sistema che è associata con i suoi componenti microscopici –atomi e molecole- quando questi vengono osservati in un sistema di riferimento in quiete rispetto al centro di massa del sistema.

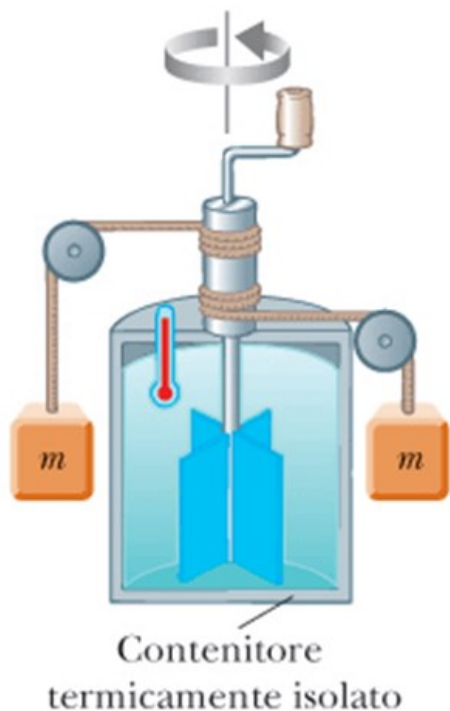
L'energia interna include l'energia cinetica dovuta ai moti casuali di traslazione, rotazione e vibrazione delle molecole. L'energia potenziale vibrazionale associata alle forze tra atomi e molecole, e l'energia potenziale elettrica dovuta alle forze elettriche tra molecole. Dalla definizione data sopra, rimane esclusa l'energia cinetica del moto del sistema attraverso lo spazio. L'energia interna è associata alla temperatura del corpo (con alcune eccezioni, per esempio cambiamenti di stato).

Calore= scambio di energia attraverso la superficie che racchiude il sistema dovuto ad una differenza di temperatura tra il sistema e l'esterno.

Prima degli esperimenti di Joule si pensava al calore come un fluido (detto calorico) che si trasferiva da un corpo ad un altro per effetto della differenza di temperatura. Si definì un'unità di misura per il calore, la caloria (cal), definita come:

1 cal=quantità di calore necessaria per innalzare la temperatura di 1 g d'acqua da 14.5 °C a 15.5 °C. 1 Cal =1000 cal=1 Kcal.

Equivalente meccanico del calore. Esperimento di Joule.



Se i due blocchi di massa m scendono di un tratto h , perdono una quantità di energia potenziale data da:

$$\Delta U = 2mgh$$

Variando le condizioni sperimentali (massa dei blocchi, massa dell'acqua etc) dimostrò proporzionalità tra $2mgh$ e il prodotto tra la massa dell'acqua e l'aumento di temperatura (per def proporzionale al numero di calorie). La costante di proporzionalità era $4.186 \text{ J/g}^\circ\text{C}$. Cioè 4.186 J di energia meccanica innalzano di 1°C la temperatura di un grammo di acqua (cioè equivalgono ad 1 cal).

1 cal = 4.186 J Equivalente meccanico del calore.

Calore specifico e calorimetria.

Quando si fornisce calore ad un sistema (lontano dai cambiamenti di stato) la temperatura aumenta. Si vede che l'energia fornita come calore necessaria per aumentare di 1 °C la temperatura della sostanza dipende dalla natura della sostanza e dalla massa.

Definiamo la **capacità termica C** di un campione come la quantità di energia necessaria per aumentare la temperatura di 1°C. Allora se Q produce una variazione di temperatura ΔT

$$Q = C * \Delta T$$

Definiamo il **calore specifico c** di una sostanza come la capacità termica per unità di massa.

$$c = \frac{Q}{m \Delta T} \quad Q = mc \Delta T = C \Delta T$$

Quando la temperatura aumenta Q e ΔT sono considerati positivi (energia entra nel sistema). Quando T diminuisce, Q e ΔT sono negativi (energia esce dal sistema).

TABELLA 20.1

Calori specifici di alcune sostanze a 25°C e a pressione atmosferica

Sostanza	Calore specifico c		Sostanza	Calore specifico c	
	J/kg · °C	cal/g · °C		J/kg · °C	cal/g · °C
<i>Elementi solidi</i>			<i>Altri solidi</i>		
Alluminio	900	0.215	Ghiaccio (−5°C)	2 090	0.50
Argento	234	0.056	Legno	1 700	0.41
Berillio	1 830	0.436	Marmo	860	0.21
Cadmio	230	0.055	Ottone	380	0.092
Ferro	448	0.107	Vetro	837	0.200
Germanio	322	0.077	<i>Liquidi</i>		
Oro	129	0.030 8	Acqua (15°C)	4 186	1.00
Piombo	128	0.030 5	Alcool etilico	2 400	0.58
Rame	387	0.092 4	Mercurio	140	0.033
Silicio	703	0.168	<i>Gas</i>		
			Vapore (100°C)	2 010	0.48

Calorimetria

Metodo per misurare il calore specifico di una sostanza.

Consiste nello scaldare il campione ad una certa temperatura T_x , immergerlo in un contenitore (termicamente isolato) contenente acqua a temperatura T_a , con $T_x > T_a$ e misurare la temperatura di equilibrio T_f . Ovviamente la quantità di energia ceduta dal corpo caldo è uguale alla quantità di energia assorbita dal corpo freddo:

$$Q_{\text{freddo}} = - Q_{\text{caldo}}$$

Siano m_x , c_x e T_x la massa, il calore specifico e la temperatura iniziale del corpo e m_a , c_a e T_a le stesse grandezze per l'acqua.

$$m_a c_a (T_f - T_a) = - m_x c_x (T_f - T_x)$$

$$c_x = \frac{m_a c_a (T_f - T_a)}{m_x (T_x - T_f)}$$

Calore Latente

In prossimità dei cambiamenti di fase non vale più la proporzionalità tra Q e ΔT . Se la quantità di energia Q è necessaria per cambiare la fase di una massa m di sostanza, si definisce il calore latente (nascosto) come:

$$L = \frac{Q}{m}$$

Il calore latente è quindi dato da:

$$Q = \pm mL$$

Si definisce il calore latente di fusione e quello di evaporazione.

Esempio: da 0 e 100°C, nessun cambiamento di fase, il calore specifico vale 1 cal/g*°C (cioè 4.16 J/g*°C), allora $Q = mc\Delta T =$

$$1 \cdot 10^{-3} \cdot 4.19 \cdot 100 = 419 \text{ J.}$$

Esempio: passaggio da liquido a vapore, cambiamento di fase, il calore latente di evaporazione vale $2.26 \cdot 10^6$ J/kg e allora $Q = m \cdot L =$
 $= 1 \cdot 10^{-3} \cdot 2.26 \cdot 10^6 =$
 2260 J.

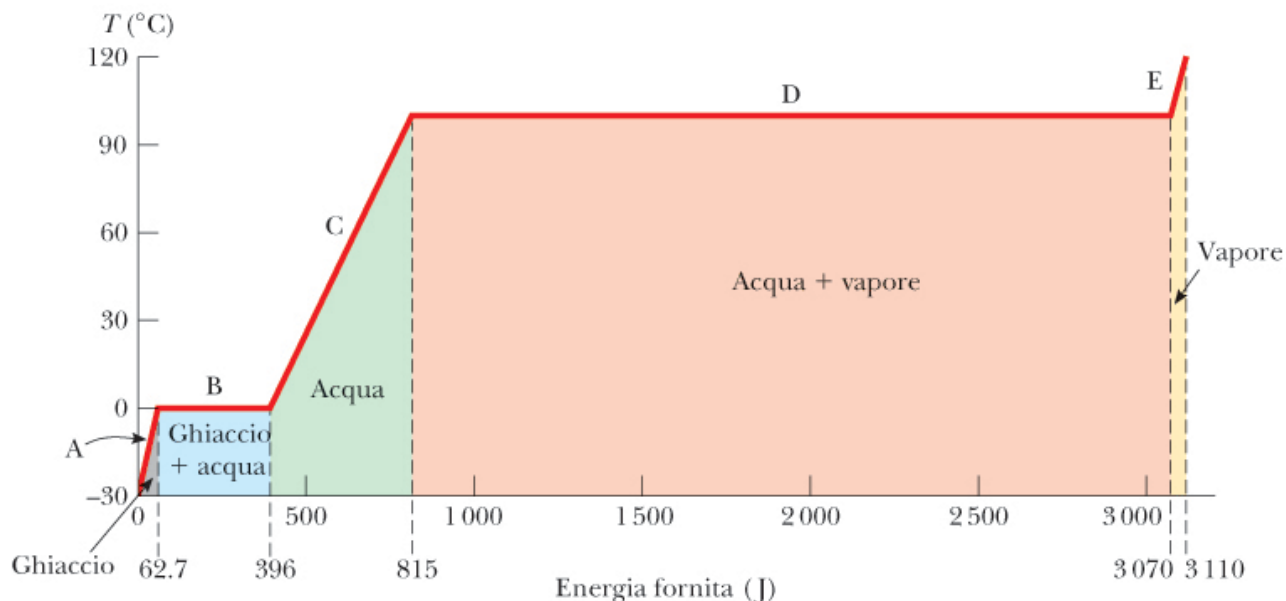


Figura 20.2 Grafico della temperatura in funzione dell'energia fornita quando 1.00 g di ghiaccio inizialmente a -30.0°C è convertito in vapore a 120.0°C .

TABELLA 20.2

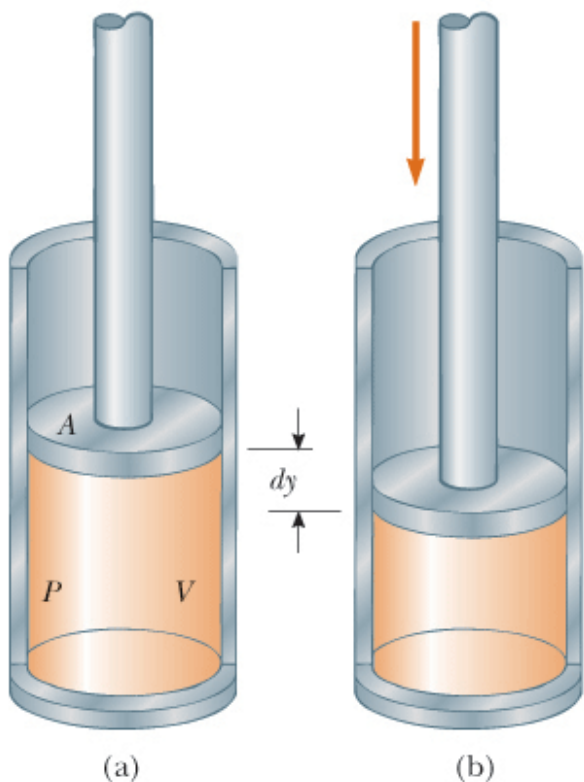
Calori latenti di fusione e di vaporizzazione

Sostanza	Punto di fusione (°C)	Calore latente di fusione (J/kg)	Punto di ebollizione (°C)	Calore latente di vaporizzazione (J/kg)
Elio	-269.65	5.23×10^3	-268.93	2.09×10^4
Azoto	-209.97	2.55×10^4	-195.81	2.01×10^5
Ossigeno	-218.79	1.38×10^4	-182.97	2.13×10^5
Alcool etilico	-114	1.04×10^5	78	8.54×10^5
Acqua	0.00	3.33×10^5	100.00	2.26×10^6
Zolfo	119	3.81×10^4	444.60	3.26×10^5
Piombo	327.3	2.45×10^4	1 750	8.70×10^5
Alluminio	660	3.97×10^5	2 450	1.14×10^7
Argento	960.80	8.82×10^4	2 193	2.33×10^6
Oro	1 063.00	6.44×10^4	2 660	1.58×10^6
Rame	1 083	1.34×10^5	1 187	5.06×10^6

Lavoro e calore nelle trasformazioni termodinamiche

Lo stato di un sistema viene descritto da un certo numero di variabili (pressione, volume, temperatura, energia interna) dette variabili di stato. (Per i sistemi meccanici le variabili di stato includono U e K).

Variabili di scambio (variabili che compaiono al secondo termine del principio di conservazione dell'energia)



Per i sistemi termodinamici il calore è una variabile di scambio, ma lo è anche il lavoro.

Consideriamo un gas contenuto in un cilindro con un pistone mobile.

Cerchiamo una espressione per il lavoro.

Pensiamo di comprimere il pistone in modo quasi-statico (il sistema rimane all'equilibrio). Se il gas è a pressione P , e l'area del pistone è A , esercita una forza $F=PA$.

$$\vec{F} = -F \hat{j}$$

$$d\vec{z} = dy \hat{j}$$

$$dW = \vec{F} \cdot d\vec{z} = -F\hat{j} \cdot dy\hat{j} = -Fdy =$$

$$-PA dy = -PdV$$

Se il gas viene compresso, $dV < 0$ e $dW > 0$. Se il gas si espande $dV > 0$ e $dW < 0$.

Se il gas rimane a volume costante $dW = 0$.

$$dW = -PdV$$

$$W = - \int_{V_i}^{V_f} PdV$$

Il lavoro compiuto su un gas in una trasformazione quasi-statica quando il gas passa da uno stato iniziale a uno stato finale è l'opposto dell'area sotto la curva che collega lo stato iniziale allo stato finale in un diagramma PV.

Integrale=Area sotto la curva nel grafico PV

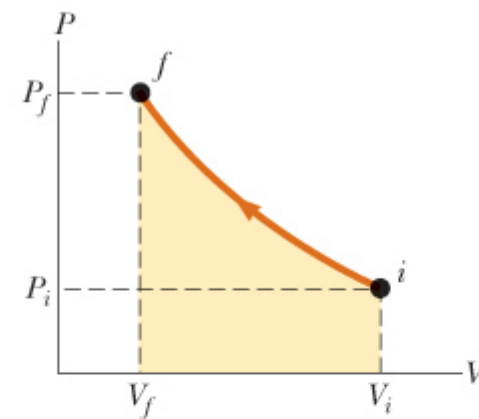


Figura 20.4 Un gas viene compresso in modo quasi-statico (lentamente) dallo stato i allo stato f . Il lavoro compiuto sul gas è uguale al valore dell'area sottesa dalla curva PV cambiato di segno. Ma il volume diminuisce, e quindi l'area è negativa e il lavoro compiuto sul gas è positivo. Un operatore esterno deve compiere un lavoro positivo per comprimere il gas.

Importante: il lavoro compiuto dipende dal particolare percorso seguito

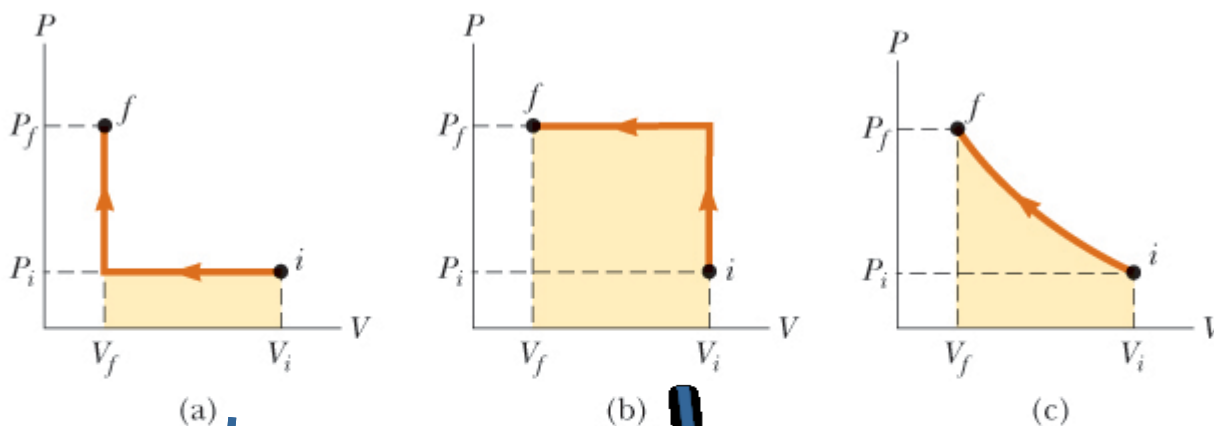


Figura 20.5 Il lavoro compiuto su un gas quando passa da uno stato iniziale ad uno stato finale dipende dalla curva che collega questi due stati.

stato iniziale ad uno stato finale dipende dalla curva che collega questi due stati.



Serway, Jewett
Fisica per scienze ed ingegneria
 EdiSES

$$= P_i (V_f - V_i)$$

Valore intermedio

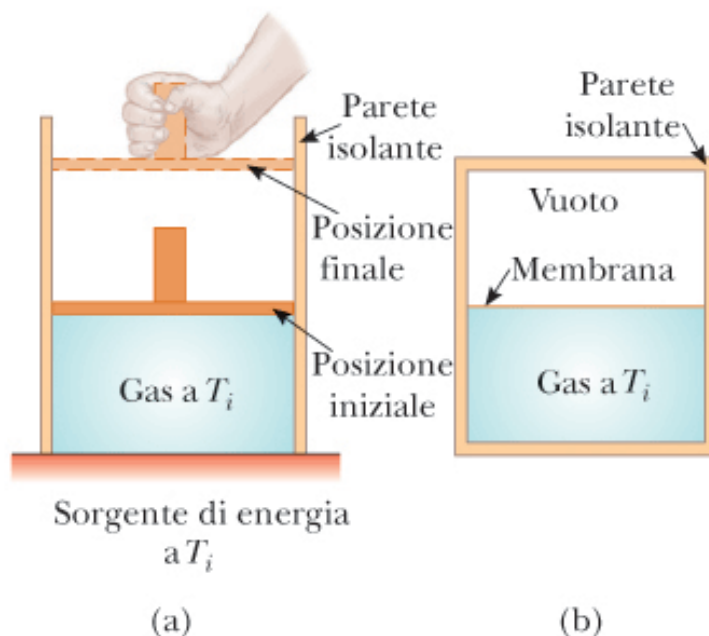
$$= P_f (V_f - V_i)$$



L'energia scambiata sotto forma di calore dipende dal percorso seguito (dalla particolare trasformazione).

Due recipienti con stessi valori iniziali di P , V e T . Viene ridotta lentamente la forza applicata al pistone e il gas si espande compiendo lavoro. La sorgente di energia fornisce il calore necessario a mantenere T costante. Nel secondo caso (espansione libera) il sistema è isolato, viene rotta la membrana, il gas si espande senza compiere lavoro. Inoltre il sistema è isolato e non viene scambiata energia.

Nel primo caso viene scambiato lavoro ed energia, nel secondo caso no. Trasformazioni da stessi stati iniziali a stessi stati finali, ma l'energia scambiata dipende dal percorso seguito.



Sorgente di energia: una fonte di energia talmente grande che il trasferimento di una quantità finita di energia non cambia la sua temperatura

Figura 20.6 (a) Un gas a temperatura T_i si espande lentamente mentre assorbe energia da una sorgente per mantenere costante la temperatura. (b) Un gas si espande rapidamente in seguito alla rottura di una membrana in una regione in cui era stato praticato il vuoto.

Primo principio della termodinamica:

Avevamo enunciato il principio di conservazione dell'energia:

$$\Delta K + \Delta U + \Delta E_{\text{int}} = W + Q + T_{\text{OM}} + T_{\text{TM}} + T_{\text{IE}} + T_{\text{RE}}$$

Il primo principio della termodinamica è un caso particolare del principio di conservazione dell'energia che descrive quei processi in cui l'unica forma di immagazzinamento di energia che varia è l'energia interna e le uniche forme di scambio di energia in gioco sono calore e lavoro:

$$\Delta E_{\text{int}} = Q + W$$

Deve esistere una funzione di stato (dipende dallo stato del sistema, ma non da come il sistema ci è arrivato) che è l'energia interna del sistema.

$$dE_{\text{int}} = dQ + dW$$

Q e W separatamente dipendono dal modo con cui avviene la trasformazione, ma la loro somma è una funzione di stato.

Sistema Isolato (non interagisce con l'ambiente circostante). In tal caso $W=Q=0$
Allora:

$$\Delta E_{int} = 0$$

$$E_{int f} = E_{int i}$$

L'energia interna di un sistema isolato rimane costante.

Trasformazione ciclica: la trasformazione inizia e termina nello stesso stato.

$$\Delta E_{int} = 0 = Q + W$$

$$Q = -W$$

L'energia fornita al sistema è opposta al lavoro compiuto sul sistema.

Si può dimostrare che in una trasformazione ciclica il lavoro compiuto sul sistema in un ciclo è uguale all'area racchiusa dalla curva che rappresenta la trasformazione nel piano PV

Applicazioni del primo principio ai processi che riguardano i gas.

Trasformazione adiabatica: una trasformazione durante la quale il sistema non scambia energia sotto forma di calore, $Q=0$.

$$\Delta E_{\text{int}} = W$$

(trasformazione adiabatica)

In una compressione adiabatica $W > 0$, allora $\Delta E_{\text{int}} > 0$ la temperatura aumenta. Viceversa in una espansione adiabatica ΔE_{int} diminuisce e la temperatura diminuisce.

La trasformazione vista prima è la cosiddetta espansione adiabatica libera in cui l'energia interna rimane costante. Nel gas perfetto l'energia interna dipende solo dalla temperatura (per cui T rimane costante).

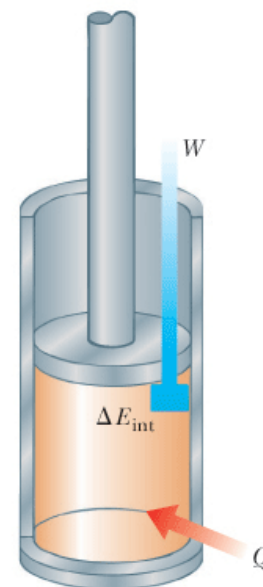
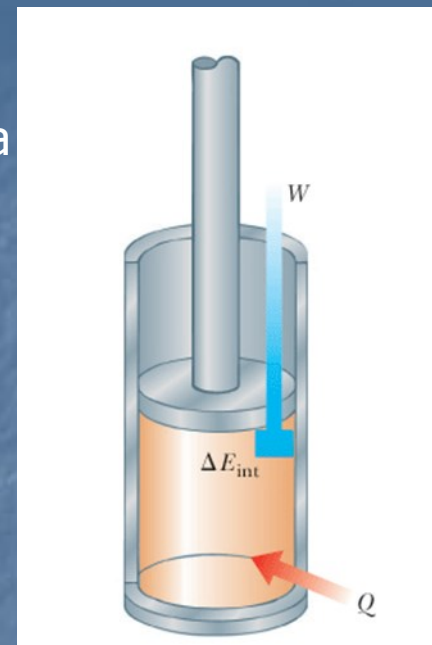


Figura 20.7 Il primo principio della termodinamica uguaglia la variazione di energia interna E_{int} di un sistema alla somma delle energie trasferite al sistema sotto forma di calore Q e di lavoro W . Nella situazione illustrata in figura l'energia interna del gas aumenta.

Trasformazione Isobara (a P costante). Pistone libero libero di muoversi. Nella figura: la pressione del gas sarà sempre uguale alla pressione dovuta al peso del pistone + pressione atmosferica).
Se $P =$ costante

$$W = -P(V_f - V_i) \quad \text{Trasformazione isobara}$$



Trasformazione Isovolumica o Isocora (a V costante). Pistone bloccato nella figura: il volume del gas sarà sempre uguale.
Se $V =$ costante, il lavoro è nullo.

$$\Delta E_{int} = Q$$

Se viene fornito calore a V costante, tutta l'energia trasferita rimane nel sistema come aumento dell'energia interna.

Trasformazione isoterma (T costante)

$$PV = nRT = \text{costante}$$

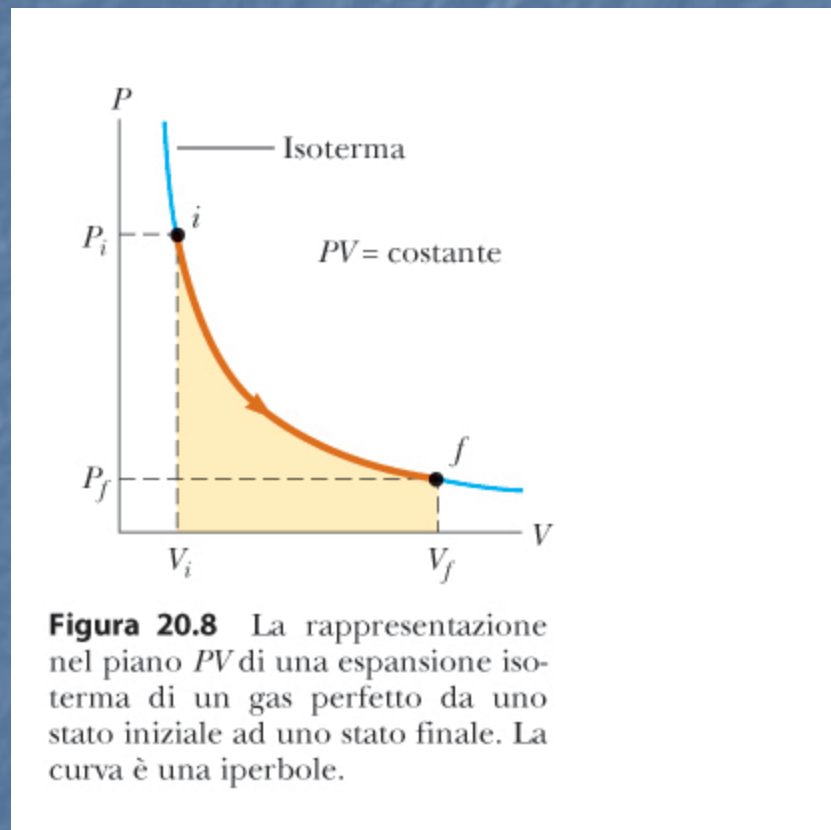
$$\Delta E_{\text{int}} = 0$$

$$Q = -W$$

Tutta l'energia che entra nel sistema come calore viene trasferita all'esterno come lavoro.

Espansione isoterma di un gas perfetto.

$$W = - \int_{V_i}^{V_f} P \, dV$$



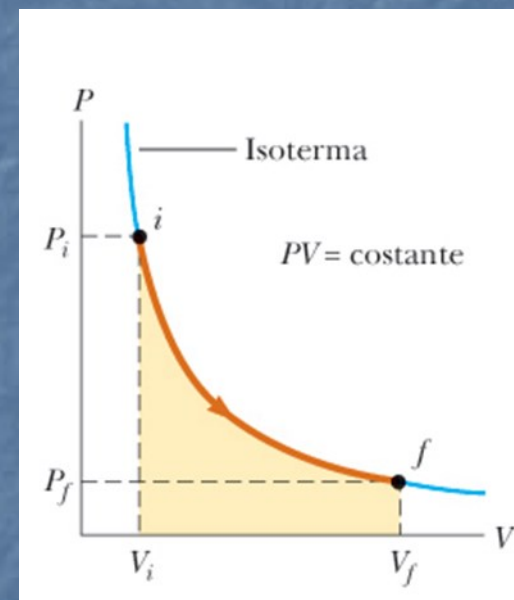
$$-\int_{V_i}^{V_F} P_0 dV =$$

$$-\int_{V_i}^{V_F} \frac{nRT}{V} dV$$

$$W = -nRT \int_{V_i}^{V_F} \frac{dV}{V}$$

$$= -nRT \left[\lg V \right]_{V_i}^{V_F}$$

$$= -nRT (\lg V_F - \lg V_i) = nRT \lg \frac{V_i}{V_F}$$



Numericamente W è l'area sotto la curva (cambiata di segno).
 Nell'espansione $V_f > V_i$ il lavoro compiuto sul gas è negativo, cioè
 il gas compie lavoro verso l'esterno. Viceversa se viene
 compresso

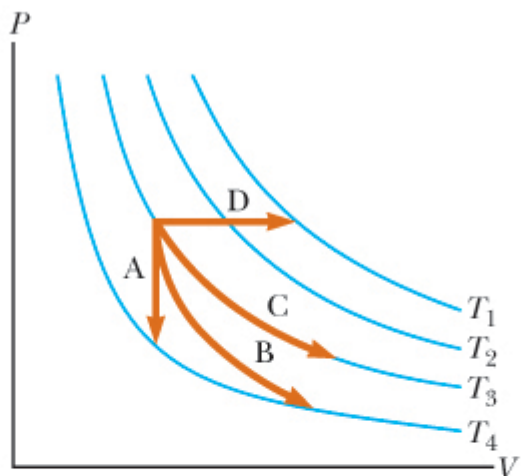


Figura 20.9 (Quiz 20.4) Si identifichi la natura delle curve A, B, C e D.

Si identifichino la trasformazione sobara, isocora, isotermica e adiabatica. Si noti che per la B $Q=0$.



Serway, Jewett
Fisica per scienze ed ingegneria
EdiSES

Escluso dal programma paragrafo 20.7

