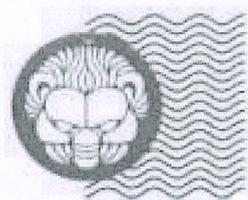


UNIVERSITÀ DEGLI STUDI MEDITERRANEA DI REGGIO CALABRIA



FACOLTÀ DI ARCHITETTURA
DIPARTIMENTO DI ARTE SCIENZA E TECNICA DEL COSTRUIRE

Corso di Laurea Quinquennale, 2°anno
A.A. 2014-2015

CAPITOLO 1
CONCETTI E DEFINIZIONI DI BASE
SISTEMI TERMODINAMICI
UNITÀ DI MISURA

Capitolo primo

Concetti e definizioni di base

In questa prima parte delle lezioni sarà definita e brevemente commentata la terminologia essenziale per affrontare lo studio di alcuni argomenti di **termodinamica** e **trasmissione del calore**.

Approccio macroscopico

Nelle considerazioni che saranno svolte in questo Corso la materia sarà vista come un continuo, ignorandone la natura particellare: si parla in tal caso di approccio *macroscopico*. Ciò comporterà un notevole snellimento nella trattazione, che consentirà di raggiungere gli obiettivi prefissati in accordo con l'evidenza sperimentale.

Le leggi fisiche generali e particolari

Le leggi fisiche saranno classificate come leggi *generali* o leggi *particolari* (dette anche relazioni *costitutive* o *fenomenologiche*). Le prime sono caratterizzate dall'applicabilità indipendente dal mezzo in esame, le seconde, invece, poiché descrivono secondo un modello il comportamento del mezzo, sono strettamente legate alla sua natura ed hanno un limite d'applicabilità che dipende dal modello formulato. Sono leggi generali: le leggi di conservazione della massa, dell'energia, della carica elettrica, la seconda legge della termodinamica, la legge di gravitazione universale. Sono leggi particolari o relazioni costitutive: la legge dell'elasticità di Hooke, le leggi della viscosità di Newton e di Stokes, la legge dei gas perfetti, la legge dell'elettricità di Ohm.

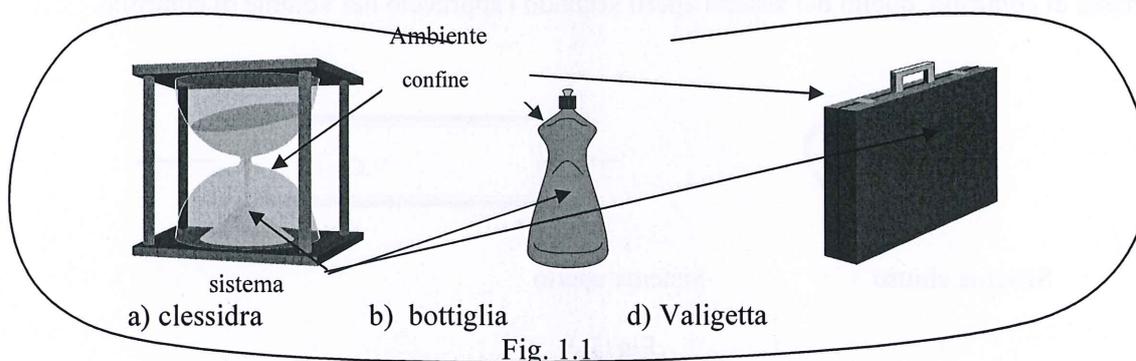
Durante il corso si studieranno due leggi generali: quella di conservazione della massa e la prima legge della termodinamica; tali leggi si applicheranno a modelli molto semplificati di sistemi che ben si adattano alle finalità di questo corso.

1.1. Sistema ed ambiente.

Un *sistema termodinamico* è costituito dalla materia contenuta all'interno di un confine che sarà detto *superficie di controllo (S.C.)*. La superficie di controllo è, in generale, una superficie geometrica immaginaria, tuttavia essa può, del tutto o in parte, coincidere con superfici reali.

In Fig.1.1 sono riportati tre semplici esempi. Il sistema è appunto costituito dalla materia contenuta all'interno dei confini; questi, nei tre casi della figura, sono reali: le pareti in vetro della clessidra, quelle in plastica della bottiglia e quelle della valigetta.

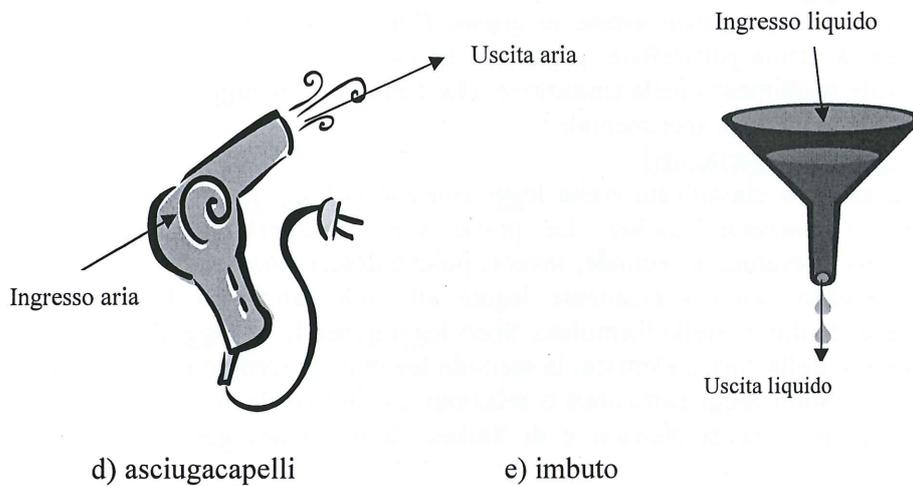
La definizione del *sistema* implica anche quella dell'*ambiente* che è costituito da ciò che è al di fuori del confine del sistema.



1.2. Sistema chiuso, sistema aperto e sistema isolato

Negli esempi riportati in Fig.1.1 è ben evidente che in ciascun caso i confini del sistema sono

realizzati in modo da non consentire il passaggio di quanto contenuto all'interno verso l'esterno o viceversa: la clessidra per com'è realizzata, la bottiglia e la valigetta purchè siano chiuse. In tutti e tre i casi si parla di *sistema chiuso*. Il contenuto del sistema chiuso viene detto *massa di controllo* (M.C.). Lo studio di tale tipo di sistema coincide quindi con quello della massa di controllo.



d) asciugacapelli e) imbuto
Fig. 1.2

In Fig. 1.2 sono invece riportati altri due esempi. Nei due casi illustrati, una parte dei confini dei due oggetti è permeabile alla materia ed il sistema si dice *aperto*. Lo studio non può essere condotto riferendosi alla massa contenuta all'interno dei sistemi, poiché essa può entrare e/o uscire attraverso i confini; pertanto ci si riferisce al volume attraversato dal fluido, detto *volume di controllo*, delimitato sia dalle pareti reali, impermeabili al flusso di materia che dalle superfici permeabili che consentono l'ingresso e l'uscita di materia.

I sistemi termodinamici che si esamineranno nel seguito non saranno ovviamente quelli illustrati negli esempi precedenti, bensì rappresenteranno componenti del sistema edificio-impianto.

In via del tutto generale, i sistemi chiusi ed aperti possono essere rappresentati come in fig.1.3. Nel seguito, quindi, lo studio dei sistemi chiusi sarà condotto secondo l'approccio della massa di controllo, quello dei sistemi aperti secondo l'approccio del volume di controllo.

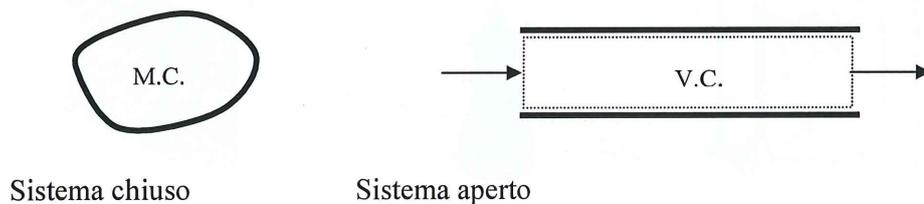


Fig. 1.3

1.3. Proprietà, stato, equazione di stato

La descrizione macroscopica di un sistema è fatta in termini di *proprietà fisiche* che possono essere in linea di principio misurate con l'aiuto di appropriati strumenti. Le particolari classi di fenomeni studiati non richiedono la conoscenza di tutte le proprietà fisiche che caratterizzano il sistema termodinamico in osservazione, bensì ciascuna analisi richiederà un numero limitato e in genere piuttosto piccolo, di proprietà legate alla particolare fenomenologia. Ad esempio, nello studio dei sistemi che saranno esaminati nel seguito sarà necessario conoscere i valori della *pressione*, del *volume* e della *temperatura*.

1.4. Proprietà estensive, intensive e specifiche

Si consideri il parallelepipedo in Fig.1.4, costituito di materiale omogeneo ed isotropo, caratterizzato cioè dall'aver un identico valore delle proprietà in ogni punto ed in ogni direzione. Si supponga che la sua massa sia di 3,0 kg, il volume di 300 litri e la temperatura di 25 °C. Se si suppone di dividere, come mostrato in figura, il parallelepipedo in tre parti uguali, ciascuno dei parallelepipedotti ottenuti avrà un volume ed una massa pari a 1/3 dei valori totali mentre la temperatura per i tre sottosistemi sarà sempre di 25°C.

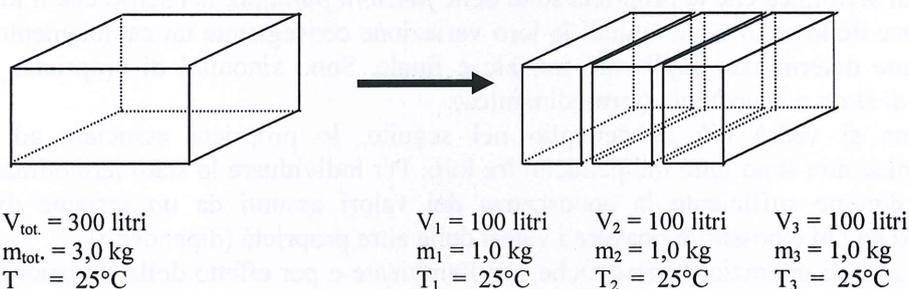


Fig.1.4

Tra le grandezze riportate in figura valgono le relazioni:

$$V_{\text{tot}} = V_1 + V_2 + V_3 \quad m_{\text{tot}} = m_1 + m_2 + m_3 \quad T = T_1 = T_2 = T_3$$

Si può allora affermare che il volume e la massa dipendono dall'estensione del sistema. Queste proprietà sono pertanto definite *estensive* e ad esse è applicabile la proprietà additiva. La temperatura è invece una proprietà *intensiva*: il suo valore infatti resta costante al variare dell'estensione del sistema.

Se si divide una proprietà estensiva per la massa si definisce la relativa proprietà *specific*. Essa non dipende più dall'estensione del sistema, non gode della proprietà additiva e soddisfa la definizione di proprietà intensiva. Indicheremo con le lettere maiuscole le proprietà estensive e con le corrispondenti minuscole quelle specifiche. Sia pertanto Y una generica proprietà

estensiva; si ha:

$$y = \frac{Y}{m}$$

in cui y è la proprietà specifica corrispondente alla proprietà estensiva Y , ed m è la massa.

1.5. Proprietà interne ed esterne

E' utile suddividere le proprietà oltre che in estensive ed intensive, anche in proprietà *esterne* ed *interne*. Una proprietà esterna dipende dal moto o dalla posizione del sistema in un campo di forze. Sono proprietà esterne, ad esempio, la velocità, l'energia cinetica, l'energia potenziale dipendente dalla posizione in un campo gravitazionale o elettrostatico. Una proprietà è interna se, in linea di principio, è suscettibile di misura dall'interno dei confini del sistema. Sono proprietà interne la pressione, il volume specifico, la temperatura.

1.6. Stato termodinamico, trasformazione

Lo stato termodinamico è la condizione di un sistema definito dall'insieme dei valori delle proprietà che lo caratterizzano. Se le misure eseguite sulle proprietà del sistema non mutano nel tempo, si parla di *stato di equilibrio termodinamico*. Per quanto detto lo stato di equilibrio prevede un unico valore indipendente dal tempo, per ciascuna proprietà del sistema.

Si parla di *stato intensivo* se le proprietà che descrivono il sistema sono intensive e/o specifiche.

Si parla di *stato estensivo* se le proprietà che descrivono il sistema sono estensive.

La conoscenza dello stato intensivo e della massa equivale alla conoscenza dello stato estensivo. Si sottolinea che le proprietà sono delle *funzioni puntuali*, nel senso che il loro valore è solo funzione dello stato e che quindi la loro variazione conseguente un cambiamento di stato è univocamente determinata dagli stati iniziale e finale. Sono sinonimi di proprietà: *funzione o parametro di stato e coordinata* (termodinamica).

Come si vedrà più in dettaglio nel seguito, le proprietà associate ad uno stato termodinamico non sono tutte indipendenti tra loro. Per individuare lo stato termodinamico di un sistema è dunque sufficiente la conoscenza dei valori assunti da un insieme di proprietà indipendenti da cui è possibile ricavare i valori delle altre proprietà (dipendenti).

A causa di interazioni energetiche con l'ambiente o per effetto della rimozione di vincoli interni un sistema può portarsi da uno stato termodinamico ad un altro attraverso una evoluzione che viene detta *trasformazione*.

1.7. Sostanza pura, fase, sistema semplice comprimibile.

Si dice che un sistema è costituito da una *sostanza pura* se in esso è presente una sostanza di composizione chimica fissata; in questo caso si parla di *sistema ad un componente*. Ad esempio la sostanza di formula chimica H_2O è acqua pura. Quella che possiamo prelevare dai rubinetti di casa e che talvolta beviamo non ha una formula chimica definita poiché è composta da H_2O ed altri componenti. L'acqua cosiddetta potabile contenuta in un bicchiere o in una bottiglia è quindi un *sistema a più componenti*.

Con riferimento ad una sostanza pura, una regione del sistema omogenea è detta *fase* o, più propriamente, la fase è l'insieme di tutte le parti omogenee del sistema che hanno lo stesso stato intensivo. All'osservazione macroscopica di un qualunque sistema in cui siano presenti sia la fase solida che quella liquida, le due zone sono immediatamente riconoscibili. Anche se la pressione e la temperatura in un sistema a più fasi sono uniformi, le proprietà specifiche cambiano con *discontinuità* attraversando il confine che delimita due qualsiasi delle fasi presenti. Una miscela gassosa di ossigeno (O_2) ed anidride carbonica (CO_2) è un esempio di sistema a due componenti in un'unica fase. Un sistema costituito da acqua (H_2O) liquida e solida (ghiaccio) è un esempio di sostanza pura bifasica. Un sistema costituito da una sostanza pura il cui stato intensivo sia individuato da *due proprietà interne intensive indipendenti* è detto *sistema semplice*, qualora il suo stato intensivo sia descrivibile con le proprietà temperatura, volume specifico e pressione, due delle quali sono indipendenti, è detto sistema semplice *comprimibile* o più semplicemente

sistema p, v, T.

1.8. Equazione di stato

Si è constatato sperimentalmente che le proprietà che caratterizzano lo stato termodinamico di un sistema non sono tutte indipendenti tra loro, bensì sono legate mediante relazioni dette *equazioni di stato o equazioni caratteristiche*. Un caso molto semplice di equazione di stato è quella relativa ai gas con comportamento ideale. L'equazione che lega pressione, volume e temperatura si scrive:

$$pV = mRT$$

dove con m si indica la massa del gas, ed R è una costante caratteristica riportata per alcuni gas in Tab. A4.1. Se si dividono sia il primo che il secondo membro della precedente relazione per la massa m si ha:

$$p \frac{V}{m} = RT$$

$$pv = RT$$

il rapporto $v = \frac{V}{m}$ rappresenta una grandezza specifica, definita in precedenza e viene detta volume specifico. Le unità di misura nel Sistema Internazionale sono $\frac{\text{m}^3}{\text{kg}}$. La grandezza ora definita rappresenta il volume occupato dall'unità di massa della sostanza.

Poiché la metodologia di base per la determinazione delle equazioni di stato è di natura sperimentale, l'applicabilità di ciascuna equazione è limitata a intervalli definiti di valori delle grandezze che vi compaiono che va di volta in volta chiaramente precisato.

Va infine sottolineato che per alcune sostanze esistono tabelle e diagrammi ricavati sperimentalmente che consentono una rapida valutazione delle proprietà di sistemi termodinamici. Per l'*acqua*, si avrà l'occasione di utilizzarne alcuni nel corso di queste lezioni.

Capitolo secondo

Equazioni di bilancio per la massa e l'energia.

2.1. Energia, lavoro, calore, temperatura.

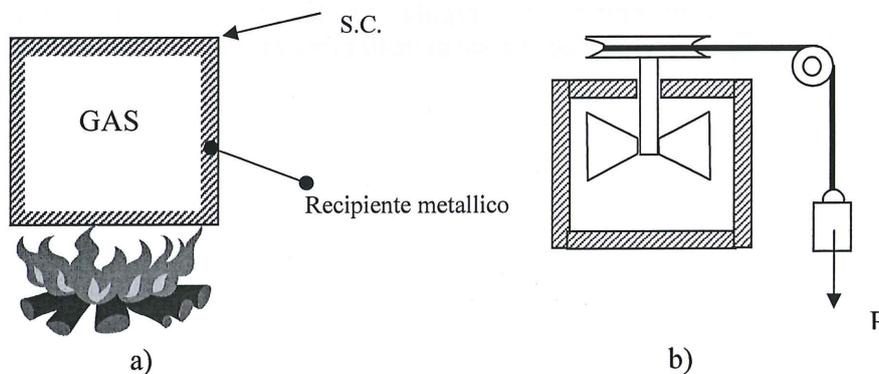
L'energia è una proprietà estensiva del sistema. Il contenuto di energia può essere variato secondo tre differenti modalità:

- secondo la modalità *calore*,
- secondo la modalità *lavoro*,
- a seguito di trasferimento di massa.

Per un sistema chiuso in cui i confini sono impermeabili alla materia, la modalità c) non è realizzabile.

Calore e lavoro sono quindi delle etichette che identificano la causa che ha determinato il flusso di energia attraverso la superficie di controllo tra sistema ed ambiente o tra due sistemi: si parla di *calore* se la causa è una differenza di temperatura, di *lavoro* se la causa non è riconducibile né ad una differenza di temperatura né ad un flusso di massa.¹ È opportuno sottolineare che calore e lavoro non sono delle proprietà del sistema; non ha, ad esempio, senso parlare di "calore posseduto da un sistema in uno stato termodinamico"; infatti calore e lavoro sono grandezze in transito tra il sistema e l'ambiente oppure tra due sistemi. Esse esistono solo in presenza di uno scambio di energia: quest'ultima è invece una proprietà, una coordinata del sistema e quindi può essere utilizzata per definirne lo stato.

Nel seguito si utilizzerà la seguente convenzione: *il lavoro sarà ritenuto positivo se compiuto dal sistema sull'ambiente, negativo nel caso contrario; il calore sarà ritenuto positivo se è in ingresso nel sistema, negativo nel caso contrario.*



¹ Si può anche dire che si ha trasferimento di energia come lavoro se l'interazione tra i due sistemi o tra sistema ed ambiente è tale che l'effetto conseguente in ciascuno avrebbe potuto essere ottenuto, per entrambi con il solo cambiamento di un peso in un campo gravitazionale

Fig. 2.1

Nella Fig. 2.1 a) è riportato un esempio di sistema chiuso nel quale alla massa di controllo, costituita da un gas viene somministrato del calore. In tal caso il calore è in ingresso nel sistema e viene considerato positivo. Nella Fig 2.1 b) lo scambio è meccanico: il lavoro della forza peso P viene trasferito al sistema attraverso la palettatura quindi è in ingresso e risulta negativo.

Caratteristiche dei confini di un sistema rispetto agli scambi di energia.

Il confine di un sistema può essere restrittivo rispetto ad una o più delle modalità di trasferimento dell'energia.

Il confine è *diatermano* o *adiabatico* a seconda che consenta o meno i flussi energetici come calore.

Per la modalità lavoro non si usano aggettivi ma, come per il calore, questo tipo d'interazione può o non può essere consentita; se, ad esempio, il confine è *rigido* e *fisso* non si può avere trasferimento di energia come lavoro di variazione di volume. Viceversa se il confine è *mobile* o *deformabile* lo scambio secondo la modalità lavoro è possibile.

Qualora il confine di un sistema impedisca tutti e tre i tipi di flussi energetici, il sistema è detto *isolato*. Un tipico sistema isolato è costituito dall'insieme di un sistema e del suo ambiente circostante: in tal caso infatti tale insieme non ha possibilità di interazione alcuna non essendovi, al di là del sistema e dell'ambiente, null'altro. E' come se questo particolare sistema fosse delimitato da pareti adiabatiche rigide e fisse.

La *temperatura* è una proprietà intensiva che può essere direttamente misurata correlandone la variazione per un sistema alla corrispondente variazione di una proprietà di un altro sistema detto *termometro*, il cui stato è fatto variare vincolando le altre proprietà scelte come indipendenti. Quanto detto richiede che il sistema ed il termometro siano all'equilibrio termico essendo separati da pareti rigide e fisse, ma diatermane. Se la lettura del termometro relativa ai due sistemi è uguale si può dire che questi hanno la stessa temperatura. Ciò può essere visto come conseguenza della cosiddetta *Legge zero della termodinamica*: due sistemi in equilibrio termico con un terzo sono in equilibrio termico tra loro.

Modalità di scambio	Confini	Caratteristiche
Calore	Diatermano	Consente lo scambio di calore
Lavoro	Mobile / Deformabile	Consente lo scambio di lavoro
Massa	Permeabile	Consente lo scambio di massa
Interazione	Rigido / Fisso	Non consente lo scambio di lavoro

2.2. Equazione di bilancio

Individuato il sistema oggetto dello studio, relativamente alle grandezze che possono essere contenute all'interno del sistema e che possono essere scambiate tra sistema ed ambiente è lecito formulare un'equazione di bilancio. La scrittura dell'equazione di bilancio richiede che siano definiti:

- il sistema
- la grandezza rispetto alla quale si effettua il bilancio
- l'intervallo di tempo o periodo di osservazione

Per i sistemi termodinamici è possibile effettuare bilanci su grandezze quali la massa, l'energia e l'entropia. Nell'ambito di questo corso ci si riferirà ai bilanci di massa ed energia. Non è invece possibile scrivere bilanci per la temperatura, la pressione o il volume, che sono semplicemente proprietà, ossia attributi della sostanza contenuta all'interno del sistema.

Si consideri ora un semplice esempio: il bilancio sul sistema "deposito bancario", della grandezza *danaro*, nell'intervallo di tempo di un anno. Saranno prese in esame solo le voci principali che contribuiscono al bilancio.

La quantità di danaro entrante nel sistema è costituita dalla somma dei versamenti e degli accrediti, quella uscente dalla somma dei prelievi e degli importi degli assegni emessi.

La somma degli interessi attivi maturati in un anno può essere considerata come una *generazione*, mentre la somma degli interessi passivi, relativi ad esempio alla concessione di un eventuale prestito, può essere considerata come un *consumo*.

Scrivere una equazione di bilancio in questo caso significa calcolare la variazione del contenuto di danaro sul deposito bancario in un anno, ovvero la differenza tra il *saldo* a fine anno e quello a inizio anno, in funzione delle quantità di danaro in entrata ed in uscita dal sistema considerato, nell'intervallo di tempo assegnato, secondo la relazione generale:

$$\text{Variazione} = \text{Entrata} + \text{Produzione} - \text{Uscita} - \text{Consumo}$$

Grandezze in entrata nel sistema
Grandezze in uscita dal sistema

La tabella che segue specifica il significato di ciascuna grandezza ed il termine che compare poi nella successiva equazione di bilancio.

Grandezza	Significato	Termine nell'equazione di bilancio
Variazione	variazione della quantità di danaro sul conto corrente bancario, nel periodo di un anno	[Saldo finale — saldo iniziale]
Entrata	Quantità di danaro in entrata nel sistema nel periodo di un anno	[Somma versamenti ed accrediti]
Produzione in entrata nel sistema	somma degli interessi attivi maturati in un anno	[Interessi attivi]
Uscita	Quantità di danaro in uscita del sistema nel periodo di un anno	[Somma prelievi ed importi assegni]

Consumo in uscita dal sistema	somma degli interessi passivi maturati in un anno	[Interessi passivi]
----------------------------------	--	---------------------

$$[\text{Saldo finale} - \text{saldo iniziale}] = [\text{Somma versamenti ed accrediti}] + [\text{Interessi attivi}] +$$

$$-[\text{Somma prelievi ed importi assegni}] - [\text{Interessi passivi}]$$

In questo capitolo l'equazione di bilancio verrà applicata ai sistemi chiusi, relativamente alle grandezze massa ed energia.

2.3. Bilancio di massa per un sistema chiuso

Nell'ambito dei fenomeni cui si è interessati, si ritiene che la massa sia una grandezza conservativa, ovvero che la massa non possa né *generarsi* né *consumarsi*. tenuto conto che:

- il sistema è un sistema chiuso
- la grandezza è la massa
- l'intervallo di tempo è un generico $\Delta\theta$

L'equazione di bilancio si scrive, così come fatto per l'esempio presentato in precedenza:

$$\text{Variazione} = \text{Entrata} + \text{Produzione} - \text{Uscita} - \text{Consumo}$$

e, tenendo conto del valore delle diverse grandezze riportate in tabella, si ottiene:

$$\Delta m = 0 \quad (2.3.1)$$

relativamente all'intervallo di tempo $\Delta\theta^2$

Grandezza	Significato	Termine nell'equazione di bilancio
Variazione	variazione della quantità di materia nel sistema, nell'intervallo di tempo $\Delta\theta$	Δm
Entrata	quantità di massa in entrata nel sistema nell'intervallo di tempo $\Delta\theta$	Questa quantità è nulla poiché i confini non consentono il passaggio di materia
Produzione (in entrata nel sistema)	Quantità di materia prodotta all'interno del sistema nell'intervallo di tempo $\Delta\theta$	Questa quantità è nulla poiché la massa è una grandezza conservativa
Uscita	Quantità di materia in uscita del sistema nell'intervallo di tempo $\Delta\theta$	Questa quantità è nulla poiché i confini non consentono il passaggio di materia
Consumo	Quantità di materia consumata all'interno	Questa quantità è nulla poiché la

² In generale il simbolo Δ indica la variazione della grandezza scritta a destra: Δm la variazione di massa, ΔT la variazione di temperatura, ΔV la variazione di volume, e così via. La valutazione quantitativa del Δ si effettua calcolando la differenza tra il valore che assume ciascuna grandezza al termine della trasformazione e quello che essa aveva all'inizio.

(in uscita dal sistema)	del sistema nell'intervallo di tempo $\Delta\theta$	massa è una grandezza conservativa
-------------------------	---	------------------------------------

Dividendo la (2.3.1) per $\Delta\theta$ ed eseguendo il limite per $\Delta\theta$ tendente a zero, si ha:

$$\lim_{\Delta\theta \rightarrow 0} \frac{\Delta m}{\Delta\theta} = \frac{dm}{d\theta} = 0 ; \quad \text{e quindi, nel sistema chiuso:}$$

$$m = \text{costante}$$

Questa prima semplice applicazione dell'equazione di bilancio di una grandezza coincide con la definizione stessa di sistema chiuso, ossia a massa costante.

Il sistema chiuso *pistone-cilindro*

Nella Fig. 2.1 viene riportato lo schema di un sistema chiuso nel quale una parte del confine è mobile. Ciò consente *variazioni di volume* del sistema che, in questo caso, è costituito da un gas. Come si può osservare dalla figura il confine ideale è delimitato schematicamente dalla linea tratteggiata che individua la traccia di una superficie praticamente coincidente con quelle interne delle pareti che costituiscono il cilindro ed il pistone.

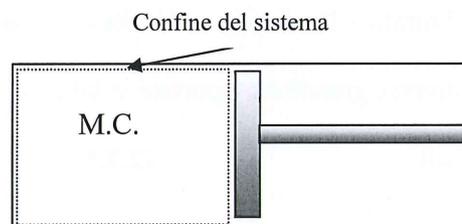


Fig. 2.1

Un'interazione come lavoro che è tipica per sistemi chiusi è quella che va sotto il nome di *lavoro di variazione di volume*. Si noti che uno degli elementi della superficie di controllo (il pistone) è mobile, e che ciò consente questo tipo di interazione energetica. Tuttavia se la pressione esercitata dall'esterno sulla superficie del pistone risulta uguale a quella esercitata dal fluido che è all'interno del cilindro, il pistone, è fermo. Infatti poiché la pressione è data dal rapporto:

$$p = \frac{F}{A}$$

avendo indicato con F la Forza ed A la superficie del pistone si ha ancora:

$$F = p \cdot A$$

Si deduce quindi che il pistone, sottoposto sulla superficie interna e su quella esterna all'azione a due forze F uguali e contrarie, è immobile. (Fig. 2.2)

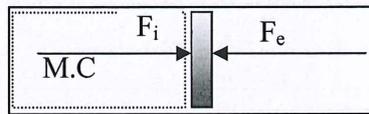


Fig. 2.2

Si faccia ora l'ipotesi che sulla superficie esterna del pistone agisca una pressione p_e maggiore di quella presente sulla superficie interna p_i . Si avrà in tal caso una forza F_e , sulla superficie esterna, maggiore di quella F_i , che agisce dall'interno. Si determinerà quindi uno spostamento del pistone verso l'interno, dx con conseguente aumento della pressione interna. Quando quest'ultima avrà raggiunto il valore di quella esterna si avrà nuovamente l'equilibrio.

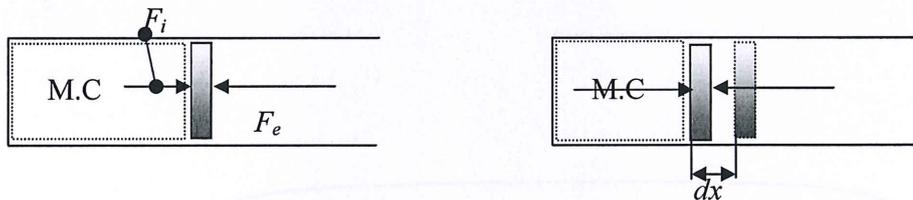


Fig. 2.3

Il lavoro meccanico elementare effettuato dalla forza esterna F_e è calcolabile, in questo caso, come prodotto della Forza per lo spostamento:

$$\delta L = F_e \cdot dx$$

e poiché la Forza $F_e = p_e A$, risulta:

$$\delta L = p_e \cdot A \cdot dx$$

osservando che il prodotto $A \cdot dx$ rappresenta il volume elementare dV l'espressione precedente si può riscrivere:

$$\delta L = p_e \cdot dV$$

mentre per una variazione finita del volume di avrà:

$$L = p_e \cdot \Delta V = p_e \cdot (V_f - V_i)$$

La relazione ottenuta rappresenta il lavoro di variazione di volume effettuato dalle forze esterne. Va osservato che tale lavoro si annulla se la sostanza di cui è costituito il sistema, non varia il suo volume all'aumentare della pressione, è cioè *incomprimibile*. In tal caso infatti, in corrispondenza di ampie variazioni dei valori di pressione si ottengono variazioni del volume

nulle o trascurabili. Ciò accade per sostanze allo stato liquido o solido. Il sistema, al di là delle forze agenti su di esso, non è in grado di scambiare energia secondo la modalità lavoro. Se ad esempio nel cilindro esaminato fosse presente acqua nella fase liquida il lavoro di variazione di volume sarebbe nullo.

2.4. Bilancio di energia per sistema chiuso

Nell'ambito dei fenomeni cui si è interessati, si ritiene che l'energia sia una grandezza conservativa, ovvero che l'energia non possa né *generarsi* né *consumarsi*. Nel caso in esame:

- il sistema è un sistema chiuso
- la grandezza è l'energia
- l'intervallo di tempo è un generico $\Delta\theta$

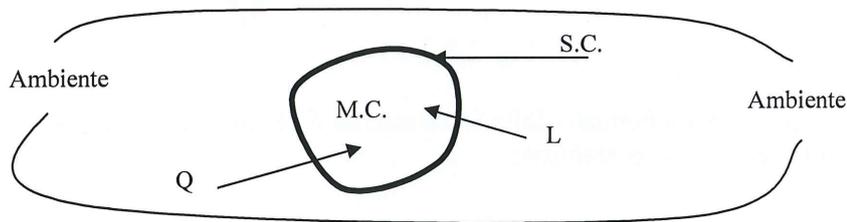


Figura 2.4 - Bilancio d'energia per un sistema chiuso (massa di controllo M.C.)

Con riferimento al sistema chiuso di Fig. 2.4, si immagini che l'ambiente sia ad una temperatura maggiore di quella del sistema: il flusso d'energia attraverso la superficie di controllo avverrà sia secondo la modalità calore (Q) che secondo la modalità lavoro (L). L'equazione di bilancio si scrive, così come per l'esempio presentato in precedenza:

$$\text{Variazione} = \text{Entrata} + \text{Produzione} - \text{Uscita} - \text{Consumo} \quad (2.4.1)$$

Grandezza	Significato	Termine nell'equazione di bilancio
Variazione	variazione della quantità di energia nel sistema, nell'intervallo di tempo $\Delta\theta$	ΔE
Entrata	quantità di energia in entrata nel sistema nell'intervallo di tempo $\Delta\theta$ secondo le modalità calore e lavoro	$ Q + L $
Produzione (in entrata nel sistema)	Quantità di energia prodotta all'interno del sistema nell'intervallo di tempo $\Delta\theta$	0
	quantità di energia in uscita nel sistema	

Uscita	nell'intervallo di tempo $\Delta\theta$ secondo le modalità calore e lavoro	0
Consumo (in uscita dal sistema)	Quantità di energia consumata all'interno del sistema nell'intervallo di tempo $\Delta\theta$	0

Tenendo conto del significato e del valore delle diverse grandezze riportate in tabella, si ottiene:

$$\Delta E = |Q| + |L| \quad (2.4.2)$$

i valori assoluti consentono di applicare con facilità l'equazione (2.4.1). In base alla (2.4.2) è possibile affermare che la variazione dell'energia contenuta nella massa di controllo è pari all'energia in entrata, come calore e lavoro. Eliminando i segni di valore assoluto e ricordando che per la convenzione adottata, il calore in entrata nella M.C. è positivo mentre il lavoro in entrata è negativo si ottiene:

$$\Delta E = Q - L \quad (2.4.3)$$

Si consideri ora, per maggiore generalità, il caso in cui le interazioni energetiche siano più numerose. La (2.4.2) si scriverà:

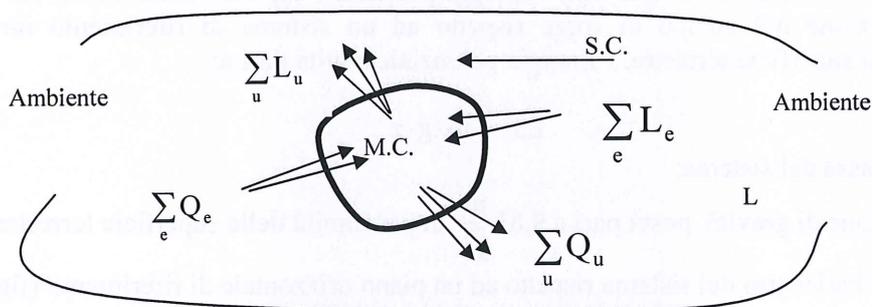


Fig.2.5

$$\Delta E = \sum_e |Q|_e + \sum_e |L|_e - \sum_u |Q|_u - \sum_u |L|_u$$

ovvero:

$$\Delta E = \sum_e |Q|_e - \sum_u |Q|_u - \left[\sum_u |L|_u - \sum_e |L|_e \right] \quad (2.4.4)$$

La (2.4.4) può essere scritta sinteticamente come:

$$\Delta E = Q - L \quad (2.4.5)$$

avendo posto

$$Q = \sum_e |Q|_e - \sum_u |Q|_u$$

$$L = \sum_u |L|_u - \sum_e |L|_e$$

Come può notare, la (2.4.5), relativa al caso di più interazioni, coincide con la (2.4.3), relativa al caso di un'unica interazione come calore e di un'unica interazione come lavoro, a patto d'intendere con Q la differenza tra i contributi in ingresso e quelli in uscita, e con L la differenza tra i contributi in uscita e quelli in ingresso.

La (2.4.5) è correntemente indicata come *prima legge della termodinamica* per sistemi chiusi: poiché l'energia è una grandezza conservativa (non si *crea* ne' si *distrukge*) la sua variazione è bilanciata dai flussi attraverso la superficie di controllo; si è convenuto di etichettare tali flussi come *calore* e *lavoro* a seconda della natura della causa che li determina.

L'energia contenuta all'interno del sistema, ossia quella associata alla massa di controllo, si può considerare composta da *energia cinetica* E.C., *energia potenziale* E.P., ed *energia interna* U. L'energia cinetica e quella potenziale sono aliquote di E misurabili dall'esterno del sistema in relazione allo stato di moto ed alla posizione nel campo gravitazionale del sistema nel suo complesso; l'**energia interna** U non è connessa ad un riferimento esterno, come nel caso di E.C. ed E.P., e rappresenta la somma di tutti i contributi microscopici di energia associati alle particelle elementari costituenti il sistema.

Pertanto la ΔE può essere scritta come:

$$\Delta E = \Delta E.C. + \Delta E.P. + \Delta U \quad (2.4.6)$$

Dallo studio della Dinamica è noto che l'energia potenziale dipende dalla massa del sistema e dalla sua posizione nel campo di forze rispetto ad un sistema di riferimento inerziale. In prossimità della superficie terrestre, l'Energia potenziale risulta pari a:

$$E.P. = m \cdot g \cdot z$$

in cui m è la massa del sistema;

g è l'accelerazione di gravità, posta pari a $9,81 \frac{m}{s^2}$ in prossimità della superficie terrestre;

z è la quota del baricentro del sistema rispetto ad un piano orizzontale di riferimento (fig.2.6).

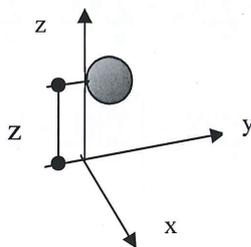


Fig.2.6

L'energia cinetica E.C. è invece legata alla velocità w del sistema rispetto alla stessa terna di riferimento. Essa è data dalla relazione:

$$E.C. = \frac{1}{2}mw^2$$

Assumendo che il sistema sia in quiete rispetto alla terna di riferimento, la variazione di energia potenziale risulta nulla e l'energia cinetica è nulla poiché il sistema è fermo rispetto al riferimento assunto. Ne consegue che $\Delta E.C.$ e $\Delta E.P.$ risulteranno nulle. L'equazione di bilancio di energia su sistemi chiusi assume quindi l'espressione:

$$\Delta U = Q - L \quad (2.4.7)$$

che è la forma più usuale della *prima legge della termodinamica per sistemi chiusi*.

Nell'ambito della termodinamica è molto comodo riferirsi a sistemi che contengono una massa unitaria (1kg o 1kp nei due sistemi). Per ricondurre la scrittura della prima legge per un sistema di massa m a quella per il sistema di massa unitaria, è sufficiente dividere primo e secondo membro della (7) per la massa si ha:

$$\frac{\Delta U}{m} = \frac{Q}{m} - \frac{L}{m} \quad (2.4.8)$$

che viene usualmente scritta come:

$$\Delta u = q - l \quad (2.4.9)$$

Qualora il tempo di osservazione non sia finito, $\Delta\theta$, ma infinitesimo, $d\theta$, il bilancio precedente si può scrivere:

$$du = \delta q - \delta l \quad (2.4.10)$$

Dalle tre ultime relazioni si ha anche:

$$\Delta U = mdu$$

$$U = mu$$

$$Q = mq$$

$$L = ml$$

Le grandezze totali sono ottenute moltiplicando quelle specifiche per la massa del sistema.

Nel caso in cui il sistema chiuso in osservazione abbia pareti rigide e fisse, il primo principio delle Termodinamica si scrive:

$$\Delta U = Q \quad (2.4.11)$$

Se invece le pareti sono mobili o deformabili ma adiabatiche si avrà:

$$\Delta U = L \quad (2.4.12)$$

1918

1918

1918

1918

1918

1918

1918

1918

1918

1918

1918

1918

1918

1918

2.5. Il calcolo dell'energia interna

Quando la sostanza che costituisce il sistema termodinamico in esame è tutta nello stato di aggregazione gassoso, liquido o solido, cioè quando nel sistema è presente una sola fase, è lecito assumere, e l'ipotesi è confortata da dati sperimentali, che vi sia una proporzionalità diretta tra la variazione di temperatura del sistema e la variazione di energia interna. Nel caso dei gas a comportamento ideale si avrà:

$$\Delta U = m \cdot c_v \cdot \Delta T_{\text{sist}} \quad (2.5.1)$$

Nella relazione, che è valida per temperature comprese tra 0°C e 100°C, c_v rappresenta il calore specifico³ a volume costante del gas. Per i liquidi e per i solidi risulta:

$$\Delta U = m \cdot c \cdot \Delta T_{\text{sist}} \quad (2.5.2)$$

in cui c rappresenta il calore specifico² della sostanza ed è considerato, nell'ambito delle applicazioni che interessano il settore dell'edilizia e degli impianti di condizionamento termoigrometrico, costante con la temperatura.

La variazione di energia interna ΔU per un sistema che passa da una temperatura T_1 ad una temperatura T_2 si può quindi calcolare con la relazione:

$$\Delta U = m \cdot c \cdot T_2 - m \cdot c \cdot T_1$$

ossia:

$$\Delta U = m \cdot c \cdot (T_2 - T_1) \quad (2.5.3)$$

Per i valori dei calori specifici dei diversi materiali si consulti l'appendice A4. Dividendo entrambi i membri per la massa, si ottiene:

$$\Delta u = c \cdot (T_2 - T_1) \quad (2.5.4)$$

³ Capacità termica e Calore specifico

La quantità di calore necessaria per innalzare la temperatura di una sostanza, di una data massa, di un valore prefissato varia da sostanza a sostanza. Per esempio, il calore richiesto per innalzare di 1°C la temperatura di 1 kg d'acqua è di 4186 J, mentre il calore necessario per variare di 1°C la temperatura di 1 kg di rame è solamente di 387 J.

La **capacità termica**, C , di un campione particolare di una sostanza è definita come la quantità di calore necessaria per aumentare la temperatura del campione stesso di un grado Celsius.

Da questa definizione deriva che se Q unità di calore vengono fornite ad una sostanza facendone variare la temperatura di ΔT , allora

$$Q = C \Delta T$$

La capacità termica di un qualsiasi corpo è proporzionale alla sua massa. E quindi conveniente definire la capacità termica per unità di massa di una sostanza, c , **chiamata calore specifico**:

$$c = \frac{C}{m}$$

Se si vuole calcolare l'energia interna corrispondente ad un particolare valore di temperatura, occorre valutare la variazione di questa rispetto ad uno stato di riferimento, in cui convenzionalmente si pone il valore dell'energia interna pari a zero. Come stato di riferimento si assume quello corrispondente alla temperatura $T_0 = 0^\circ\text{C} = 273,15\text{ K}$, in cui si pone $u_0 = 0\text{ kJ/kg}$:

$$u - u_0 = c \cdot (T - T_0)$$

ossia:

$$u = c \cdot (T - T_0) \quad (2.5.5)$$

Si considerino più sistemi termodinamici di massa e calori specifici diversi, e s'immagini di somministrare ad ognuno la stessa quantità di calore Q . Nell'ipotesi che siano nulli gli scambi di energia secondo la modalità lavoro, il bilancio di energia su ciascun sistema si scrive, come risulta dalla (2.4.11):

$$\Delta U_i = Q$$

considerando il sistema costituito da una sostanza allo stato solido o liquido la variazione dell'energia interna può essere scritta:

$$\Delta U_i = m_i \cdot c_i \cdot \Delta T_i$$

e quindi:

$$Q = m_i \cdot c_i \cdot \Delta T_i = C_i \cdot \Delta T_i \quad (2.5.6)$$

avendo indicato con C_i la capacità termica del sistema *iesimo*. Dalla (2.5.6) si ricava:

$$\Delta T_i = \frac{Q}{C_i}$$

si può osservare quindi che la variazione di temperatura ΔT_i del sistema *iesimo* sarà inversamente proporzionale alla capacità termica C_i del sistema stesso. Nel caso in esame essendo la quantità di calore Q somministrata positiva, risulterà positivo il ΔT_i e quindi poiché:

$$\Delta T_i = T_{2,i} - T_{1,i} > 0$$

risulterà anche:

$$T_{2,i} > T_{1,i}$$

In ciascuno dei sistemi considerati si avrà quindi un aumento della temperatura che sarà più basso per sistemi a capacità termica più elevata e viceversa. In un sistema di capacità termica molto elevata, al limite infinita, la temperatura resta costante qualunque sia la quantità di calore Q somministrata. Sistemi caratterizzati da elevata capacità termica sono detti Serbatoi di Energia Termica (SET)

La capacità termica è un parametro che influenza l'inerzia termica del sistema, ossia la risposta del sistema, in termini di ampiezza e di ritardo temporale delle variazioni di temperatura, alle sollecitazioni esterne costituite dalle variazioni di temperatura dell'ambiente esterno.

Esempio:

I due sistemi mostrati in Fig 2.7 a) e b) costituiti da due pareti delle dimensioni indicate e sono collocati in un ambiente a temperatura uniforme. Nell'ipotesi in cui la temperatura dell'aria in ambiente sia superiore a quella delle pareti e che queste ultime ricevono dall'aria ambiente 100 kJ, si calcoli il valore di temperatura assunto da ciascuna delle pareti al termine della trasformazione.

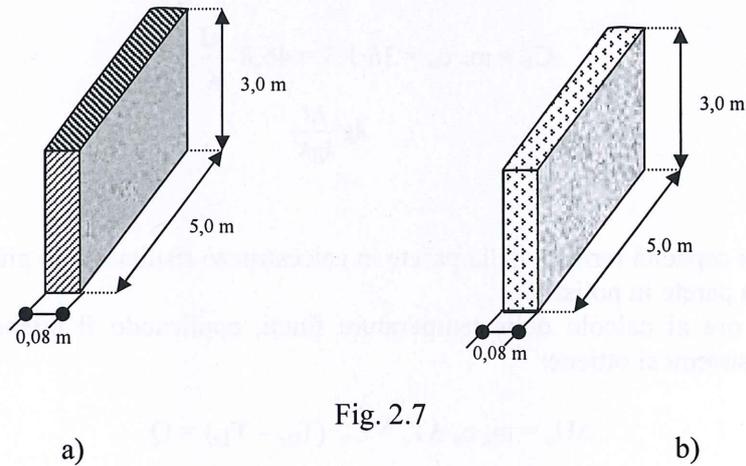


Fig. 2.7

Materiale: calcestruzzo Massa volumica o densità ρ_a : 2000 kg/m^3 Calore specifico c_a : $0,88 \text{ kJ/kgK}$ Temperatura iniziale: $T_a = 15^\circ\text{C}$

Materiale: calcestruzzo Massa volumica o densità ρ_b : 30 kg/m^3 Calore specifico c_b : $1,3 \text{ kJ/kgK}$ Temperatura iniziale: $T_b = 15^\circ\text{C}$

Poiché per definizione la Capacità termica è data dalla relazione:

$$C = m \cdot c$$

sarà

$$C_a = m_a \cdot c_a$$

$$C_b = m_b \cdot c_b$$

Le masse m_a ed m_b dei due sistemi possono essere calcolate come prodotto della massa volumica o densità per il volume che è identico nei due casi e pari a:

$$V_a = V_b = 5,0 \cdot 3,0 \cdot 0,08 = 1,2 \text{ m}^3$$

e quindi risulterà

$$m_a = \rho_a \cdot V_a = 2000 \cdot 1,2 = 2400 \text{ kg}$$

$$m_b = \rho_b \cdot V_b = 30 \cdot 1,2 = 36 \text{ kg}$$

Le capacità termiche saranno quindi:

$$C_a = m_a \cdot c_a = 2400 \cdot 0,88 = 2112 \frac{\text{kJ}}{\text{K}}$$

$$\text{kg} \frac{\text{kJ}}{\text{kgK}}$$

$$C_b = m_b \cdot c_b = 36 \cdot 1,3 = 46,8 \frac{\text{kJ}}{\text{K}}$$

$$\text{kg} \frac{\text{kJ}}{\text{kgK}}$$

E' evidente che la capacità termica della parete in calcestruzzo risulta molto più elevata di quella che caratterizza la parete in polistirene.

Passando ora al calcolo delle temperature finali, applicando il bilancio di energia su ciascuno dei due sistemi si ottiene:

$$\Delta U_a = m_a \cdot c_a \cdot \Delta T_a = C_a \cdot (T_{2a} - T_{1a}) = Q$$

$$\Delta U_b = m_b \cdot c_b \cdot \Delta T_b = C_b \cdot (T_{2b} - T_{1b}) = Q$$

Sostituendo i valori delle capacità termiche C_a e C_b precedentemente calcolati e della quantità di calore somministrata $Q = 100 \text{ kJ}$ risulterà:

$$2112 \cdot (T_{2a} - T_{1a}) = 100$$

$$46,8 \cdot (T_{2b} - T_{1b}) = 100$$

Ricavando da ciascuna delle due precedenti relazioni le differenze di temperatura si ha:

$$(T_{2a} - T_{1a}) = \frac{100}{2112} = 0,047 \text{ K} = 0,047 \text{ } ^\circ\text{C}^4$$

$$(T_{2b} - T_{1b}) = \frac{100}{46,8} = 2,1 \text{ K} = 2,1 \text{ } ^\circ\text{C}$$

⁴ Si noti che esprimere una differenza di temperatura in gradi Celsius ($^\circ\text{C}$) o in Kelvin (K) conduce allo stesso risultato. Infatti nel caso in esame per ottenere il valore della differenza $(T_{2a} - T_{1a})$ in K bisognerebbe utilizzare la relazione:

$$T_{2a}(\text{K}) = T_{2a}(\text{ } ^\circ\text{C}) + 273,15 \quad T_{1a}(\text{K}) = T_{1a}(\text{ } ^\circ\text{C}) + 273,15$$

Risulterebbe pertanto:

$$T_{2a}(\text{K}) - T_{1a}(\text{K}) = T_{2a}(\text{ } ^\circ\text{C}) + 273,15 - [T_{1a}(\text{ } ^\circ\text{C}) + 273,15]$$

e quindi

$$T_{2a}(\text{K}) - T_{1a}(\text{K}) = T_{2a}(\text{ } ^\circ\text{C}) + \cancel{273,15} - T_{1a}(\text{ } ^\circ\text{C}) - \cancel{273,15} = T_{2a}(\text{ } ^\circ\text{C}) - T_{1a}(\text{ } ^\circ\text{C})$$

Si può osservare che per la parete in calcestruzzo la temperatura rimane praticamente costante, passando infatti da 15°C a

$$T_{2a} = T_{1a} + 0,047 = 15 + 0,047 = 15,047 \text{ °C}$$

mentre per la parete in polistirene la temperatura finale risulta

$$T_{2b} = T_{1b} + 2,1 = 15 + 2,1 = 17,1 \text{ °C.}$$

ESERCIZI SUL BILANCIO DI ENERGIA PER SISTEMI CHIUSI

1) Una parete in calcestruzzo ($\rho = 1800 \text{ kg/m}^3$, $c = 880 \text{ J/kg K}$), larga 5.0 m, alta 3.50 m e spessa 20 cm, si trova inizialmente alla temperatura uniforme di 20.0°C. In seguito ad una interazione termica con l'ambiente circostante, la parete cede all'ambiente 80 MJ.

- Calcolare la temperatura finale cui si porta la parete, ipotizzando al suo interno un campo termico uniforme;
- ripetere il calcolo ipotizzando che lo spessore della parete sia il doppio rispetto al caso precedente;
- con i dati relativi al caso a), ripetere il calcolo ipotizzando che il calcestruzzo abbia una densità di 2500 kg/m³.

2) Un pilastro in acciaio ($\rho = 7820 \text{ kg/m}^3$, $c = 460 \text{ J/kg K}$) dalle dimensioni di 20 cm x 20 cm x 3.0 m si trova alla temperatura uniforme di -5.0°C.

- Calcolare l'energia termica da somministrare affinché il pilastro si porti alla temperatura uniforme di 25.0°C.
- Ripetere il calcolo ipotizzando che il pilastro, sempre delle stesse dimensioni, sia realizzato in calcestruzzo ($\rho = 2500 \text{ kg/m}^3$, $c = 880 \text{ J/kgK}$).

3) Uno scaldabagno contiene 60.0 l di acqua ($\rho = 1000 \text{ kg/m}^3$, $c = 4.18 \text{ kJ/kg K}$) a pressione atmosferica ed alla temperatura iniziale di 13.0°C. Calcolare l'energia termica necessaria per portare l'acqua alla temperatura di 50.0°C, ipotizzando trascurabili le dispersioni termiche verso l'ambiente circostante.

4) Una stanza dalle dimensioni di 6.0 m x 4.0 m x 3.0 m contiene aria secca ($R = 287.13 \text{ J/kgK}$, $c_v = 0.717 \text{ kJ/kgK}$) inizialmente a pressione atmosferica e a temperatura pari a 7.0 °C. Calcolare l'energia termica necessaria a riscaldare l'aria fino alla temperatura di 20.0°C.

5) Un ambiente dalle dimensioni di 3.0 m x 5.0 m x 3.0 m contiene aria secca inizialmente a pressione atmosferica e a temperatura di 22.0°C. L'ambiente disperde verso l'esterno 2.0 kW.

- Calcolare dopo quanto tempo la temperatura della stanza si riduce di 10.0°C.
- Calcolare la potenza termica che deve essere erogata da un impianto di riscaldamento, affinché la temperatura dell'aria si mantenga costante.

6) In un recipiente contenente 80.0 l di acqua alla pressione atmosferica ed alla temperatura di 15.0°C, viene immerso un blocco di acciaio ($c = 460 \text{ J/kgK}$) di 10.0 kg alla temperatura di 80.0°C. Ritenendo trascurabili le dispersioni termiche verso l'ambiente esterno, calcolare la temperatura cui si portano sia l'acqua che il blocco di acciaio al raggiungimento dell'equilibrio termico. Ripetere il calcolo ipotizzando che, a parità delle altre condizioni, il blocco immerso sia di granito ($c = 1.017 \text{ kJ/kgK}$).

7) Si supponga di fornire come calore 180 kJ ad un sistema chiuso che evolva da uno stato 1 ad uno stato

2 con un incremento di energia interna di 100 kJ. Per riportare il sistema nel suo stato iniziale (dallo stato 2 allo stato 1), l'ambiente dà al sistema 95 kJ di energia come lavoro. Quanto valgono l'interazione meccanica nel processo 1-2 e quella termica nel processo 2-1?

- 8) Un sistema chiuso, durante un processo, scambia energia secondo la modalità lavoro, ricevendo 100 kJ. Se la variazione della sua energia interna è di 60 kJ, calcolare l'energia scambiata secondo la modalità calore.
Lo stesso sistema lungo una diversa trasformazione che ha in comune con la precedente solo i punti iniziale e finale, cede 250 kJ secondo la modalità lavoro. Si calcoli il calore scambiato durante quest'ultima trasformazione.
- 9) Si calcoli la variazione di energia interna per un sistema chiuso che, durante una trasformazione riceve 100 kcal e ne cede 30 come calore, mentre effettua sull'ambiente un lavoro di 100 kJ.
- 10) Un sistema chiuso, durante una trasformazione, riceve 30 kJ come energia termica e cede 70 kJ come lavoro. Successivamente cede 120 kJ come energia termica e cede 50 kJ secondo la modalità lavoro. Calcolare la variazione di energia interna complessiva del sistema.
- 11) Dell'azoto è contenuto in un sistema cilindro-pistone, ed inizialmente occupa un volume di 6000 cm^3 . Sul pistone, la cui area della superficie è di 300 cm^2 , viene applicata una forza di 30 N che comprime il gas riducendone il volume del 40%. Calcolare il lavoro di variazione di volume compiuto dalla forza applicata e lo spostamento subito dal pistone.
- 12) 100 g di ossigeno dal volume specifico di $0.700 \text{ m}^3/\text{kg}$, sono contenuti in un sistema cilindro-pistone, con pistone di peso trascurabile e dal diametro di 30 cm, inizialmente alla pressione pari a quella atmosferica esterna. Sul pistone viene posto un peso di massa $m = 5.0 \text{ kg}$, in modo da comprimere il gas riducendone il volume di un terzo. Calcolare il lavoro compiuto dalla forza applicata sul pistone.
- 13) 1.5 kg di ossigeno sono contenuti in un recipiente a pareti impermeabili, rigide e fisse. A causa di una differenza di temperatura tra l'ossigeno e l'ambiente esterno, il sistema cede all'ambiente 8500 J sotto forma di energia termica. Calcolare la variazione di energia interna del sistema e la variazione di energia interna specifica.
- 14) Un pilastro in calcestruzzo ($\rho = 2500 \text{ kg/m}^3$) dalle dimensioni di 30.0 cm x 25.0 cm x 3.50 m subisce, in seguito ad interazioni con l'ambiente, un incremento di energia interna specifica pari a 30 kJ/kg. Calcolare l'energia termica che l'ambiente ha ceduto al pilastro.
- 15) Calcolare la variazione di volume subita da una massa di idrogeno contenuta in un sistema cilindro-pistone (diametro del pistone = 30 cm), in seguito all'applicazione di una forza di 70 N che compie un lavoro sul sistema pari 5.0 J.