

STATI DELLA MATERIA

Fattori che Determinano lo Stato Fisico

Lo stato fisico di una sostanza è determinato da

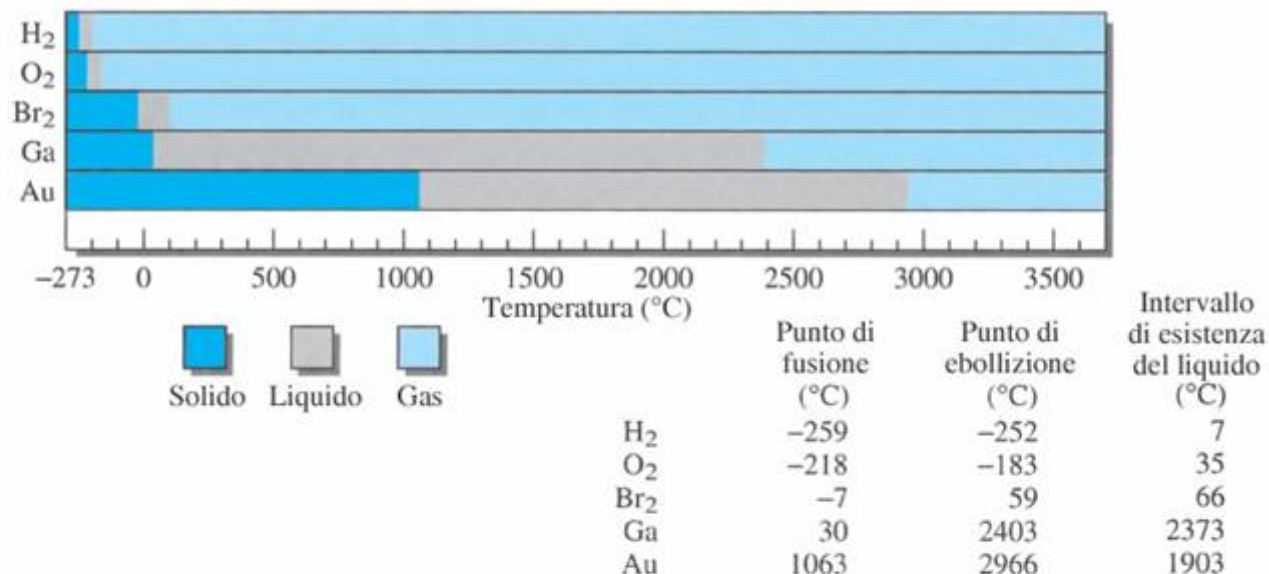
1. **identità chimica,**
2. **temperatura,**
3. **pressione .**

A temperatura e pressione ambiente alcune sostanze sono solide (oro, cloruro di sodio, ecc.), altre sono liquide (acqua, mercurio, ecc.) ed ancora altre sono gas (ossigeno, biossido di carbonio, ecc.).

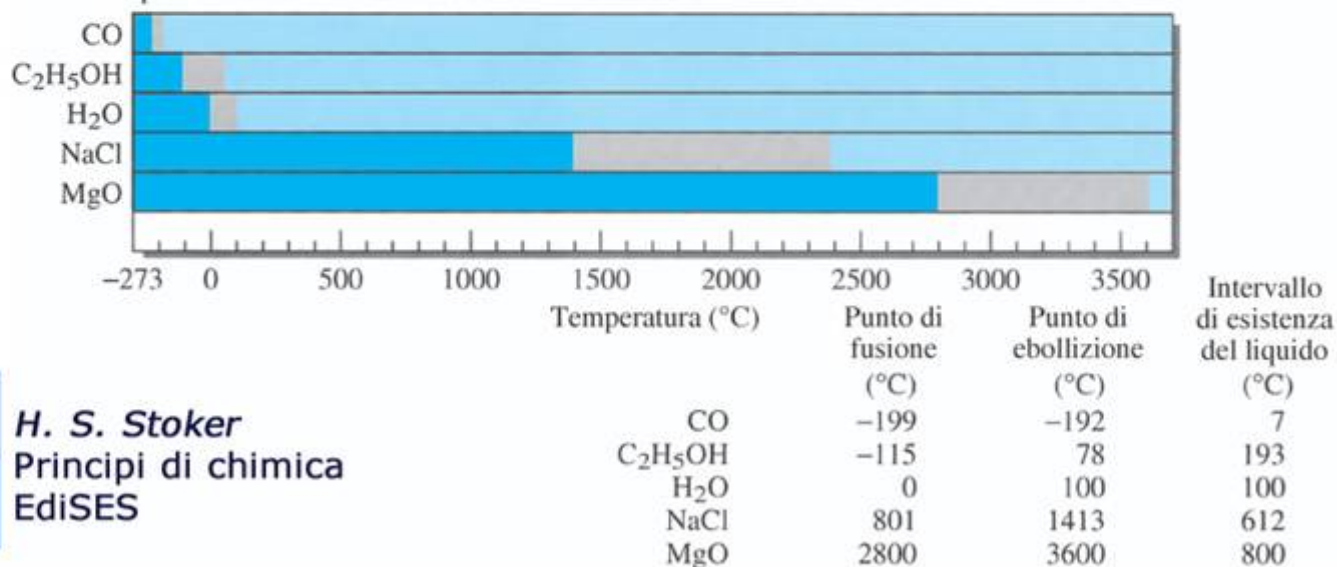
Quando si considera lo stato fisico di una singola sostanza, temperatura e pressione sono variabili determinanti.

L'acqua liquida può essere trasformata in solido abbassando la temperatura o può essere resa gassosa innalzando la temperatura.

In opportune condizioni di laboratorio si possono ottenere per quasi tutte le sostanze gli altri stati diversi da quello "naturale



Composti




H. S. Stoker
Principi di chimica
EdiSES

„ **Figura 11.1** Intervalli di temperatura degli stati solido, liquido e gassoso di alcuni elementi e composti.

La maggioranza degli elementi che si trovano in natura (75 su 88) sono **solidi** a temperatura e pressione ambiente. Dei rimanenti **tredici elementi** che si trovano in natura, undici sono gas e due (bromo e mercurio) **sono liquidi**.

H																			He
Li	Be											B	C	N	O	F			Ne
Na	Mg											Al	Si	P	S	Cl			Ar
K	Ca	Sc	Ti	V	Cr	Mn	Fe	Co	Ni	Cu	Zn	Ga	Ge	As	Se	Br			Kr
Rb	Sr	Y	Zr	Nb	Mo	Tc	Ru	Rh	Pd	Ag	Cd	In	Sn	Sb	Te	I			Xe
Cs	Ba	La	Hf	Ta	W	Re	Os	Ir	Pt	Au	Hg	Tl	Pb	Bi	Po	At			Rn

 Solidi Liquidi Gas

Vi sono due elementi che si trovano in natura, cesio del gruppo IA e gallio del gruppo IIIA, che hanno punti di fusione fra 25 e 30°C. Queste temperature si verificano nei giorni caldi dell'estate. Perciò, in questi periodi vi possono essere quattro elementi liquidi invece di due.

La spiegazione per le variazioni sperimentalmente osservate per gli stati fisici fra le varie sostanze può essere ricavata dai concetti relativi alla struttura atomica e dal tipo di legame esistente fra le particelle (atomi, molecole o ioni).

Differenze fra le Proprietà degli Stati Fisici

Le differenze fra solidi, liquidi e gas sono così grandi che è necessario puntualizzare solo pochi fattori distintivi per differenziare i vari stati della materia:

1. volume e forma,
2. densità,
3. compressibilità,
4. espansione termica.

La compressibilità è una misura della variazione di volume quando si varia la pressione.

L'espansione termica è una misura della variazione di volume quando si varia la temperatura.

Proprietà distintive di solidi, liquidi e gas

Proprietà	Stato solido	Stato liquido	Stato gassoso
Volume e forma	Volume e forma definiti	Volume definito e forma indefinita; assume la forma del recipiente che lo contiene	Volume e forma indefinite; assume volume e forma del recipiente che lo contiene
Densità	Alta	Alta, ma in genere più bassa di quella del corrispondente solido	Bassa
Compressibilità	Piccola	Piccola, ma in genere maggiore di quella del corrispondente solido	Grande
Espansione termica	Molto piccola: circa 0.01% per °C	Piccola: circa 0.10% per °C	Moderata: circa 0.30% per °C

La Teoria Cinetica Molecolare della Materia

La parola cinetica deriva dal Greco kinesis, che significa “moto”. La teoria cinetica molecolare tratta dei moti delle particelle

La teoria cinetica molecolare della materia è un insieme di postulati che vengono usati per spiegare il comportamento fisico dei tre stati della materia (solido, liquido e gassoso). L'idea base è:

le particelle (atomi, molecole, o ioni) presenti in una sostanza, indipendentemente dallo stato fisico della sostanza, sono sempre in moto.

I cinque postulati della teoria cinetica molecolare sono i seguenti:

POSTULATO 1. *La materia è composta di piccole particelle (atomi, molecole o ioni) che hanno grandezze definite e caratteristiche che non variano.*

POSTULATO 2. *Le particelle sono in costante moto casuale e perciò possiedono energia cinetica.*

L'energia cinetica è l'energia che la materia possiede a causa del moto delle particelle.

POSTULATO 3 *Le particelle interagiscono fra di loro mediante attrazioni e repulsioni e quindi possiedono energia potenziale.*

L'energia potenziale è energia immagazzinata che la materia possiede per effetto della sua posizione, condizione, e/o composizione. Una energia potenziale di grandissima importanza quando si considerano i tre stati della materia è quella che si genera per effetto delle interazioni elettrostatiche fra le particelle.

Le interazioni elettrostatiche sono attrazioni e repulsioni che si verificano fra particelle. Particelle di carica opposta (una positiva e l'altra negativa) si attraggono l'un l'altra, e particelle di segno uguale (entrambe positive o negative) si respingono.

POSTULATO 4. *L'energia cinetica (velocità) delle particelle aumenta all'aumentare della temperatura.*

L'energia cinetica media (velocità) di tutte le particelle in un sistema dipende dalla temperatura; maggiore è la temperatura maggiore è l'energia cinetica media delle particelle.

POSTULATO 5. *Le particelle in un sistema trasferiscono energia fra di loro mediante urti elastici.*

In un'urto *elastico*, l'energia cinetica totale rimane costante; non si perde energia cinetica.

Chi fra energia cinetica o energia potenziale domina il bilancio energetico del sistema chimico che si sta considerando ?

L'energia cinetica può essere considerata una *forza distruttiva* entro un sistema chimico, poiché tende a rendere le particelle del sistema sempre più indipendenti l'una dall'altra.

L'energia potenziale può essere considerata una *forza coesiva* in quanto tende a portare ordine e stabilità fra le particelle del sistema.

L'energia cinetica aumenta all'aumentare della temperatura (postulato 4 della teoria cinetica molecolare). Quindi, maggiore è la temperatura maggiore è l'influenza delle forze distruttive all'interno del sistema chimico.

L'energia potenziale è essenzialmente indipendente dalle variazioni di temperatura. Né la carica, né la distanza di separazione fra le particelle, i due fattori dai quali dipende l'energia potenziale, sono significativamente influenzati da variazioni di temperatura.

Lo Stato Solido

Lo stato solido è lo stato fisico caratterizzato dal dominio dell'energia potenziale (forze di coesione) sull'energia cinetica (forze distruttive).

Le particelle in un solido sono strettamente impacchettate l'un l'altra in uno schema regolare mediante le forti forze di coesione presenti. Ciascuna particella occupa una posizione fissa intorno alla quale vibra. Da questo modello si ottiene una spiegazione delle proprietà caratteristiche dei solidi.

1. ***Volume e forma definiti.*** Le forti forze coesive tengono le particelle unite praticamente in posizioni fisse, con il risultato di un volume e forma definiti.
2. ***Alta densità.*** Le particelle costituenti i solidi sono posizionate quanto più vicino è possibile fra di loro. Quindi, nell'unità di volume è contenuto un grande numero di particelle, il che risulta in un'alta densità
3. ***Piccola compressibilità.*** Poiché vi è poco spazio fra le particelle un'aumento di pressione non può avvicinarle ulteriormente e quindi si ha un piccolo effetto sul volume del solido.
4. ***Piccolissima espansione termica.*** Un aumento di temperatura aumenta l'energia cinetica (forze distruttive), quindi causa maggiore moto vibrazionale delle particelle. Ciascuna particella "occupa" un volume leggermente più grande. Il risultato è una leggera espansione del solido. Le forti forze di coesione impediscono che questo effetto diventi molto grande.

Lo Stato Liquido

Lo stato liquido consiste di particelle impacchettate fra di loro in maniera più casuale.

Lo stato liquido è lo stato fisico caratterizzato da energia potenziale (forze di coesione) ed energia cinetica (forze distruttive) all'incirca della stessa grandezza.

Il fatto che le particelle scorrano liberamente le une sulle altre indica l'influenza delle forze distruttive, ma il fatto che le particelle non si separano indica una influenza ancora abbastanza forte delle forze coesive. Con questo modello si spiegano le proprietà caratteristiche dei liquidi.

1. ***Volume definito e forma indefinita.*** Le forze attrattive sono abbastanza forti da costringere le particelle a muoversi entro un volume definito. Non sono abbastanza forti da impedire che le particelle si muovano le une sulle altre in maniera casuale.

2. ***Alta densità.*** Le particelle in un liquido non sono molto separate fra di loro; essenzialmente esse si toccano. Perciò vi è un gran numero di particelle per unità di volume e quindi un'alta densità.

3. ***Piccola compressibilità.*** Poiché le particelle in un liquido essenzialmente si toccano fra di loro, non vi è un grande spazio libero. Quindi un aumento di pressione non può ulteriormente avvicinare le particelle fra di loro.

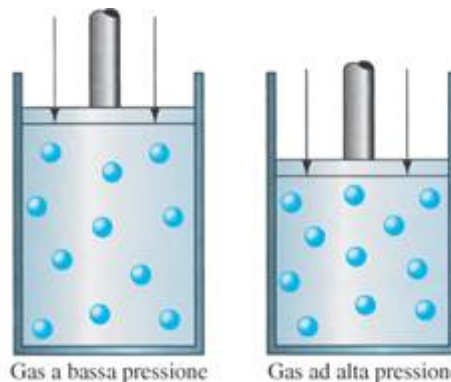
4. ***Piccola espansione termica.*** L'aumento della temperatura dà come risultato un aumento della velocità delle particelle. L'effetto risultante è un aumento del volume effettivo che una particella "occupa", il che causa un leggero aumento del volume del liquido.

Lo Stato Gassoso

Lo stato gassoso è lo stato fisico caratterizzato dal completo dominio dell'energia cinetica (forze distruttive) sull'energia potenziale (forze coesive). Come risultato le particelle gassose sono essenzialmente indipendenti le une dalle altre muovendosi in maniera assolutamente casuale.

La spiegazione che la teoria cinetica dà dello stato gassoso è la seguente

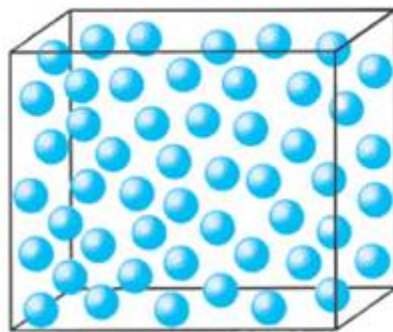
1. **Volume e forma indefiniti.** Le forze attrattive (di coesione) fra le particelle sono state vinte dall'energia cinetica e le particelle sono libere di muoversi in tutte le direzioni. Quindi, le particelle riempiono completamente il recipiente che contiene il gas ed assumono la sua forma.
2. **Bassa densità.** Le particelle di un gas sono molto lontane le une dalle altre. Ve ne sono relativamente poche in un dato volume, il che significa poca massa per unità di volume.
3. **Grande compressibilità.** Le particelle di un gas sono molto lontane le une dalle altre; un gas è per lo più spazio vuoto.
4. **Espansione termica moderata.** Un aumento di temperatura significa un aumento della velocità delle particelle. L'aumento di energia termica delle particelle permette loro di spingere qualsiasi barriera che tiene le particelle confinate in un dato volume. Quindi, il volume aumenta.



Confronto fra Solidi, Liquidi e Gas.

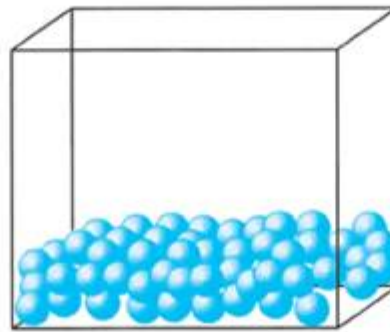
Uno degli stati della materia, lo stato gassoso, è molto diverso dagli altri due stati.

Due degli stati della materia, lo stato solido e lo stato liquido, hanno caratteristiche simili.



Gas

Molecole lontane fra loro
e disordinate
Labili interazioni tra le molecole



Liquido

Situazione intermedia



H. S. Stoker
Principi di chimica
EdiSES



Solido

Molecole vicine le une alle altre
ed ordinate
Forti interazioni tra le molecole

„ **Figura 11.5** Somiglianze e differenze, a livello molecolare, fra i tre stati della materia.

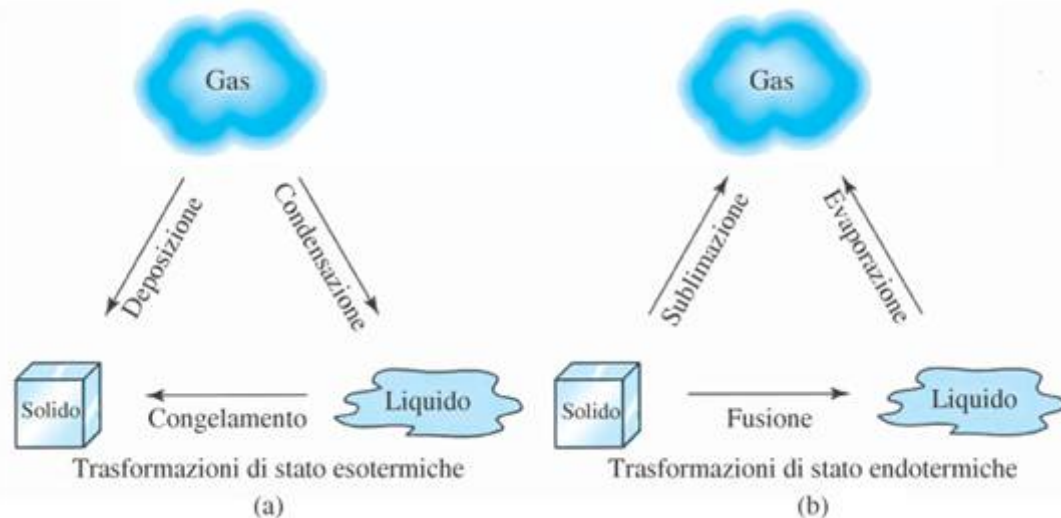
Trasformazioni di Stato Endotermiche ed Esotermiche

Una trasformazione di stato è un processo in cui una sostanza è trasformata da uno stato fisico ad un altro.

Le trasformazioni di stato possono essere classificate a seconda che venga assorbito o ceduto calore (energia termica).

Una trasformazione di stato endotermica è una trasformazione di stato che richiede l'immissione (assorbimento) di energia termica. Le trasformazioni endotermiche di stato sono la fusione, la sublimazione e l'evaporazione (entalpia $\Delta H > 0$).

Una trasformazione di stato esotermica è una trasformazione di stato che richiede che energia termica venga espulsa (cessione). Le trasformazioni esotermiche di stato sono l'inverso delle trasformazioni endotermiche di stato e includono la deposizione, la condensazione ed il congelamento (entalpia $\Delta H < 0$).



Energia Calore e Calore Specifico

L'energia può esistere in varie forme.

Le forme comuni sono: l'energia radiante (luce), l'energia chimica, l'energia calore (energia termica), l'energia elettrica, e l'energia meccanica.

Queste forme di energia sono interconvertibili

La forma di energia che si incontra più comunemente quando consideriamo trasformazioni chimiche e fisiche è l'energia calore.

Unità dell'energia calore

L'unità di misura più comunemente usata per l'energia calore è il **joule**. Il **joule** (si pronuncia jul) in onore del fisico inglese James Prescott Joule (1819-1889)

*Un **Joule** è l'unità di energia ottenuta dalle unità kilogrammo, metro e secondo.*
Matematicamente, l'equazione per il joule è

$$1 \text{ joule} = \frac{1 \text{ kg} \cdot \text{m}^2}{\text{sec}^2}$$

Un'unità aggiuntiva per l'energia calore è la caloria (cal).

*Una **caloria** è la quantità di energia calore necessaria per innalzare la temperatura di un grammo di acqua di un grado Celsius misurata fra 14.5 e 15.5 °C.*

La relazione che intercorre fra caloria e joule è

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

Entrambi il joule e la caloria rappresentano piccole quantità di energia, per cui molto spesso sono usati il kilojoule (kJ) e la kilocaloria (kcal).

Calore Specifico

Per ogni sostanza pura, in un dato stato (solido, liquido o gassoso) possiamo misurare una proprietà fisica detta *calore specifico* della sostanza.

Il calore specifico è la quantità di calore (energia calore) necessario per aumentare la temperatura di un grammo di una sostanza in uno specifico stato di 1°C.

Le unità che si usano più comunemente per il calore specifico, nei lavori scientifici, sono i joule per grammo per grado Celsius [J/(g.°C)].

Calori specifici di alcune sostanze pure

Sostanza	Stato fisico	Calore specifico [J/(g.°C)]
Alluminio	Solido	0.908
Rame	Solido	0.382
Alcool etilico	Liquido	2.42
Oro	Solido	0.13
Ferro	Solido	0.444
Azoto	Gas	1.0
Ossigeno	Gas	0.92
Argento	Solido	0.24
Cloruro di sodio	Solido	0.88
Acqua (ghiaccio)	Solido	2.1
Acqua	Liquido	4.18
Acqua (vapore)	Gas	2.0

Minore è il calore specifico di una sostanza, maggiore sarà la variazione di temperatura quando essa assorbe una data quantità di calore.

I metalli generalmente hanno bassi calori specifici. Questo significa che si riscaldano e si raffreddano velocemente.

[L'acqua liquida ha uno dei calori specifici noti più alti.](#)

Il calore assorbito per una data variazione di temperatura si ottiene, moltiplicando il calore specifico [J/(g • °C)] per la massa (in grammi) e per la variazione di temperatura (in gradi Celsius) per eliminare le unità g e °C ed ottenere unità joule.

calore assorbito = calore specifico x massa x variazione di temperatura

$$= \frac{\text{J}}{\text{g} \times \text{°C}} \times \text{g} \times \text{°C} = \text{J}$$

La variazione di temperatura, che si indica con ΔT , si calcola sempre come numero positivo; la temperatura minore viene sempre sottratta a quella superiore.

Una quantità strettamente correlata al calore specifico è la capacità termica. La capacità termica è la quantità di calore necessaria per aumentare la temperatura di una data quantità di una sostanza in uno specifico stato fisico di 1 °C. La relazione fra la capacità termica ed il calore specifico è

Capacità termica = grammi x calore specifico

Le unità comuni per la capacità termica sono J/°C.

La capacità termica si riferisce ad una proprietà dell'intero oggetto (la sua intera massa), mentre il calore specifico si riferisce alla capacità termica per unità di massa (1 g).

Variazioni di temperatura quando una sostanza si riscalda

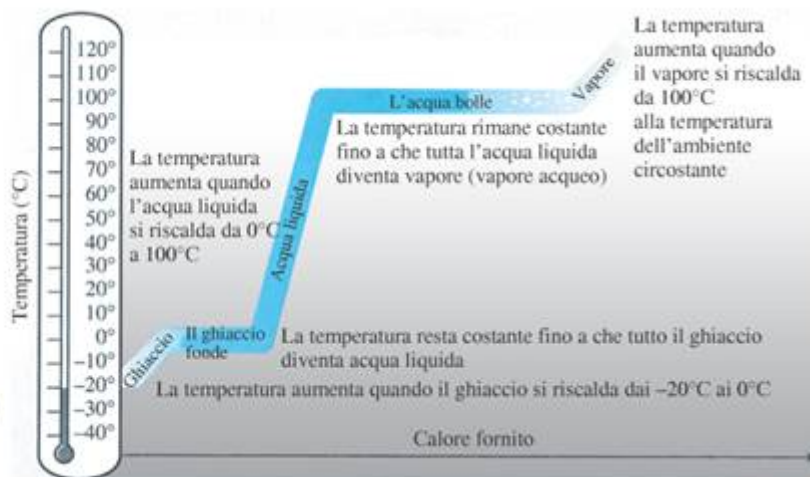
Per una data sostanza pura, le molecole allo stato gassoso contengono più energia delle molecole allo stato liquido, che a loro volta contengono più energia delle molecole allo stato solido. Sappiamo che abbiamo bisogno di energia (calore) per fondere un solido ed ancor più energia (calore) per trasformare il liquido risultante in gas.

Curva di riscaldamento

□ **Figura 11.7** Una curva di riscaldamento che riporta ciò che accade quando si fornisce calore (a velocità costante) ad un solido da temperature al di sotto del punto di fusione fino a quando diventa un gas a temperature al di sopra del punto di ebollizione. Notare che quando si fornisce calore durante una transizione fra stati fisici, la temperatura non cambia.



H. S. Stoker
Principi di chimica
Edises



La quantità attuale di energia che deve essere data ad un sistema per causare la serie di trasformazioni descritte dipende dal valore di tre proprietà della sostanza. Queste proprietà sono (1) calore specifico, (2) calore di fusione, e (3) calore di vaporizzazione.

Energia e Trasformazioni di stato

Quando si dà ad un solido energia sotto forma di calore, la sua temperatura aumenta fino a che si raggiunge il punto di fusione ad una velocità governata dal calore specifico del solido. Una volta raggiunto il punto di fusione, la temperatura rimane costante mentre il solido si trasforma in liquido

*Il **calore di fusione** è la quantità di energia sotto forma di calore assorbita nella conversione di un grammo di un solido a liquido al punto di fusione del solido.*

Le unità del calore di fusione sono joule per grammo (J/g).

*Il **calore di solidificazione** è la quantità di energia sotto forma di calore che si sviluppa nella conversione di un grammo di un liquido che diventa solido alla temperatura di solidificazione del liquido. Il calore di solidificazione ha sempre lo stesso valore numerico del calore di fusione.*

L'equazione generale per calcolare la quantità di calore assorbito quando una sostanza passa da solido a liquido è:

$$\text{calore assorbito (J)} = \text{calore di fusione (J/g)} \times \text{massa (g)}$$

$$\text{calore ceduto (J)} = \text{calore di solidificazione (J/g)} \times \text{massa (g)}$$

Principi simili si applicano ai passaggi fra gli stati liquido e gassoso. Qui le quantità di energia coinvolte sono i calori di vaporizzazione e di condensazione.

*Il **calore di vaporizzazione** è la quantità di energia sotto forma di calore assorbita nella conversione di un grammo di un liquido a gas alla temperatura di ebollizione del liquido*

L'inverso del processo di vaporizzazione (evaporazione) è la condensazione (liquefazione).

*Il **calore di condensazione** è la quantità di energia sotto forma di calore sviluppato nella conversione di un grammo di un gas a liquido al punto di ebollizione del liquido. Il calore di vaporizzazione ed il calore di condensazione avranno sempre lo stesso valore numerico poiché queste due quantità caratterizzano processi che sono l'uno l'inverso dell'altro.*

L'equazione generale per calcolare la quantità di calore assorbito quando una sostanza passa da liquido a gas è:

$$\text{calore assorbito (J)} = \text{calore di vaporizzazione (J/g)} \times \text{massa (g)}$$

Per la quantità di calore ceduto quando un gas condensa a liquido avremo:

$$\text{calore ceduto (J)} = \text{calore di condensazione (J/g)} \times \text{massa (g)}$$

Calcoli di energia sotto forma di calore

Nel tener conto dell'energia sotto forma di calore somministrato o ceduto da un sistema chimico, si applicano sempre le seguenti due generalizzazioni.

1. La quantità di energia data o sottratta da un sistema chimico che è sottoposto ad una variazione di temperatura, *ma non ad un passaggio di stato*, è governata dal calore specifico della sostanza.
2. La quantità di energia data o sottratta da un sistema chimico che è sottoposto ad un passaggio di stato *a temperatura costante* è governata dal calore di fusione o solidificazione (passaggio solido-liquido) e dal calore di vaporizzazione o condensazione (passaggio liquido-gas).

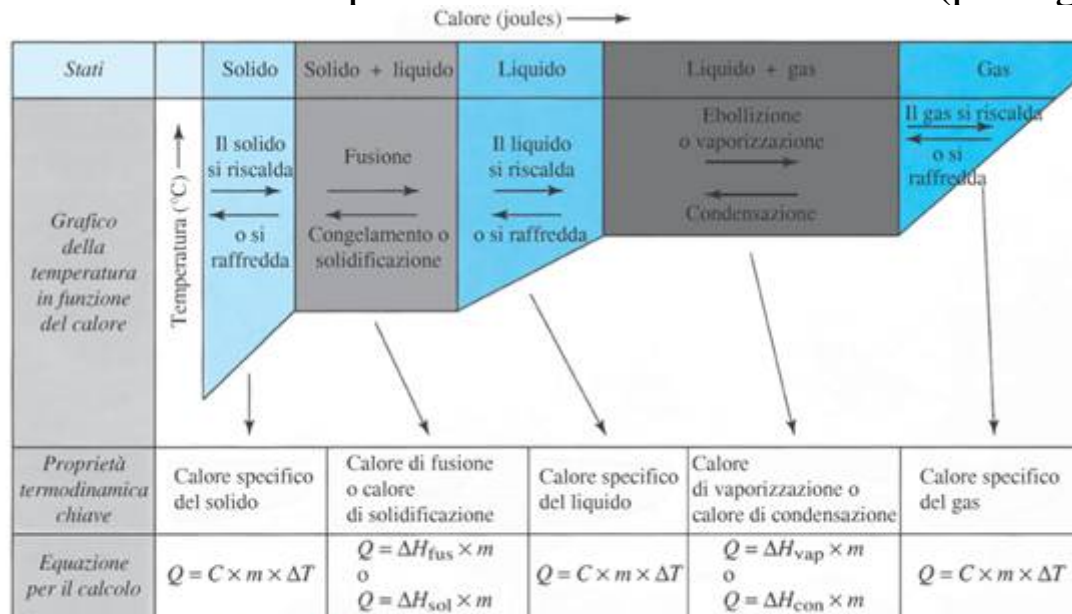


Figura 11.8 Grafico temperatura-calore-energia che mostra cosa accade ad un solido che, al di sotto del punto di fusione, viene riscaldato progressivamente.

Evaporazione di liquidi

L'**evaporazione** è il processo per cui le molecole sfuggono dalla fase liquida verso la fase gassosa. E' un processo con cui abbiamo familiarità. Siamo tutti consapevoli che acqua lasciata in un contenitore aperto a temperatura ambiente lentamente scompare per evaporazione.

Dal postulato 5 della teoria cinetica si sa che le molecole in un liquido (o solido o gas) non possiedono tutte la stessa energia cinetica. In un certo istante alcune molecole avranno energia cinetica superiore alla media ed altre avranno energie cinetiche al di sotto della media in seguito alle collisioni fra le molecole.

Molecole con energia cinetica considerevolmente più grande della media possono vincere le forze di attrazione (energia potenziale) che le trattengono nel liquido e sfuggire se sono sulla superficie liquida e si muovono in una direzione favorevole relativamente a questa superficie.

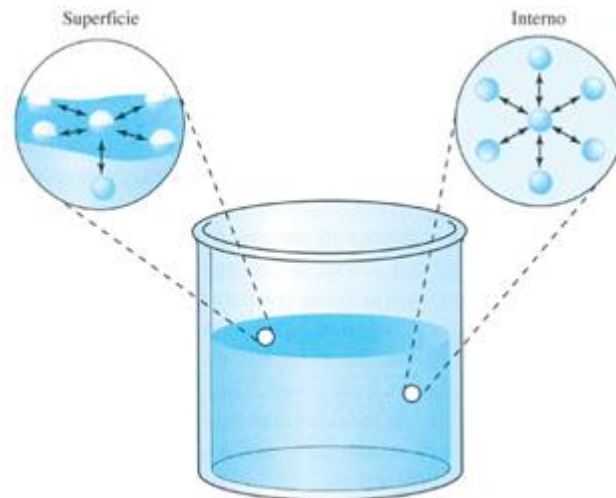


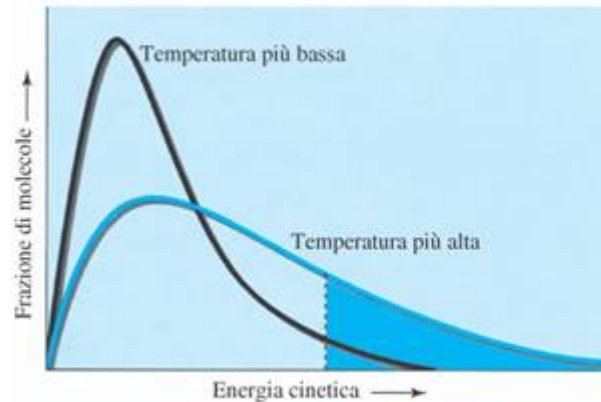
Figura 11.9 Le molecole sulla superficie del liquido presentano meno attrazioni intermolecolari delle molecole della parte interna del liquido. Molecole della parte interna del liquido presentano attrazioni elettrostatiche con le molecole vicine in ogni direzione possibile. Molecole sulla superficie di un liquido sono attratte da altre molecole della superficie e da quelle che si trovano al di sotto della superficie.

Velocità di evaporazione e temperatura

La velocità di evaporazione aumenta sempre all'aumentare della temperatura del liquido

Per esempio le distribuzioni di energia cinetica di molecole di un liquido a due diverse temperature sono:

□ **Figura 11.10**
Distribuzioni di energia cinetica di molecole di un liquido a due diverse temperature. La linea tratteggiata rappresenta l'energia cinetica minima richiesta alle molecole del liquido per vincere le forze attrattive e sfuggire nella fase gassosa. Le molecole alla destra della linea tratteggiata hanno l'energia necessaria a vincere le attrazioni.



Tutte insieme le molecole che sfuggono da un liquido che evapora vengono chiamate spesso **vapore** più che gas.

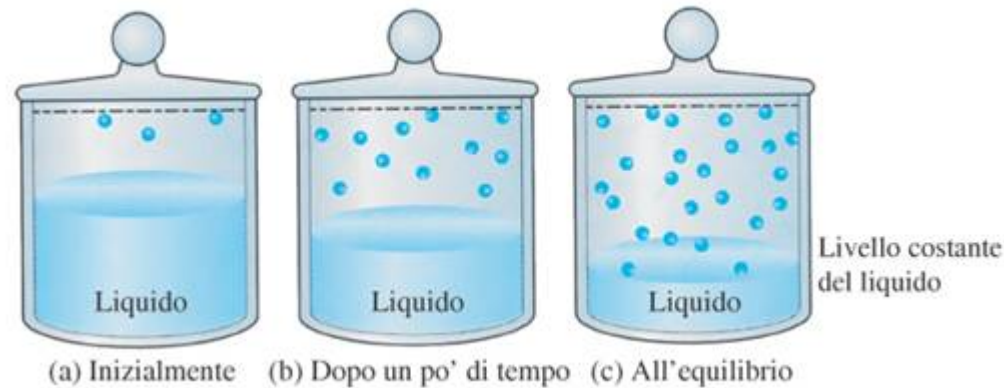
*Il termine **vapore** descrive lo stato gassoso di una sostanza a temperatura e pressione alle quali la sostanza è normalmente un liquido o un solido.*

A temperatura ambiente e pressione atmosferica lo stato normale dell'acqua è lo stato liquido. Le molecole che sfuggono (evaporano) dall'acqua liquida a queste condizioni sono dette **vapore acqueo**

Evaporazione ed equilibrio

Il comportamento all'evaporazione di un liquido in un contenitore *chiuso* è abbastanza diverso da quello in un contenitore aperto.

In un contenitore chiuso osserviamo che si verifica una certa evaporazione del liquido, come indicato dalla diminuzione del livello del liquido. Tuttavia a differenza del contenitore aperto, il livello del liquido, con il tempo, non diminuisce più (diventa costante), indice che non tutto il liquido evaporerà.



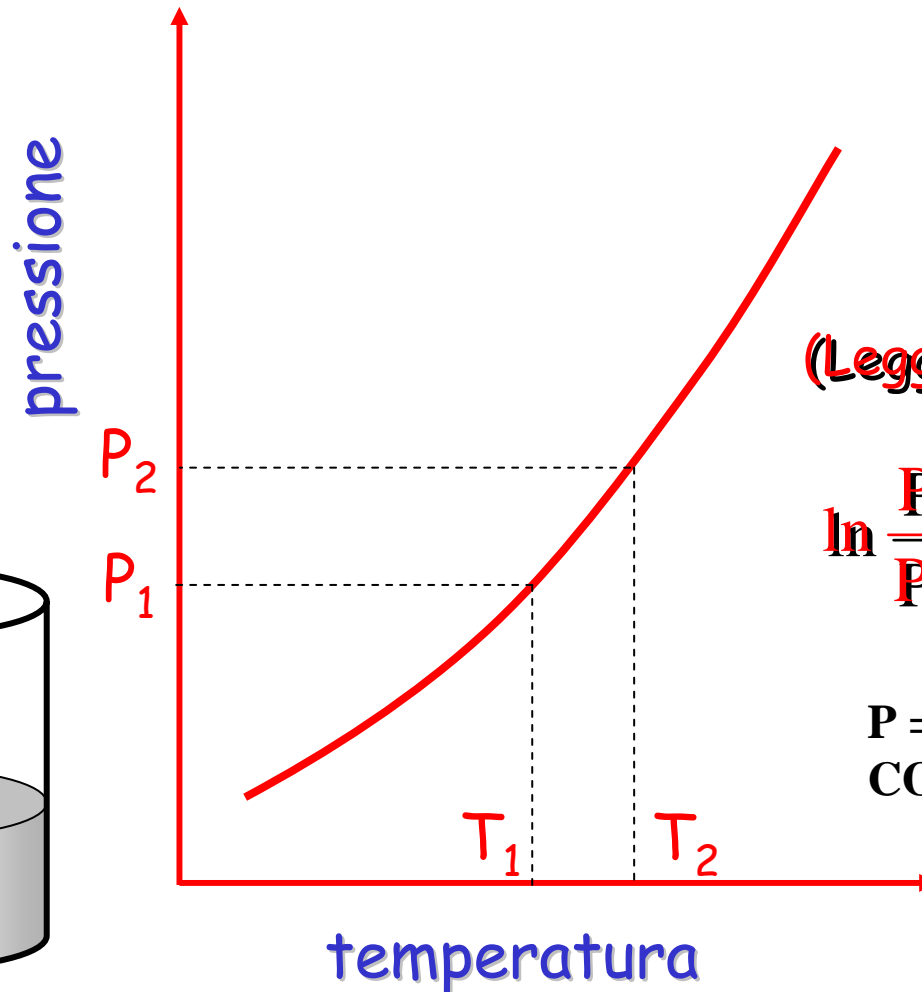
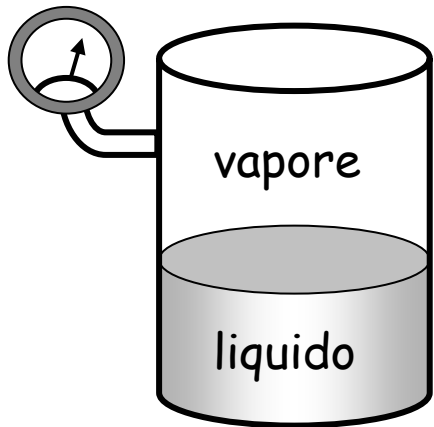
La teoria cinetica molecolare spiega queste osservazioni

Questa **condizione di equilibrio** continuerà fin quando la temperatura del sistema rimane costante.

Uno stato di equilibrio è una situazione in cui due opposti processi hanno luogo alla stessa velocità.

Il sistema è dinamico; entrambi i processi diretto ed inverso continuano a verificarsi, ma in maniera tale da bilanciarsi l'un l'altro.

Si può dimostrare che a temperatura costante la pressione del vapore è costante ed aumenta con la temperatura.



(Legge di Clausius-Clapeyron)

$$\ln \frac{P_1}{P_2} = - \frac{\Delta H_{\text{evap}}}{R} \left(\frac{1}{T_1} - \frac{1}{T_2} \right)$$

**P = K ad una certa Temperatura
CONCETTO DI EQUILIBRIO**

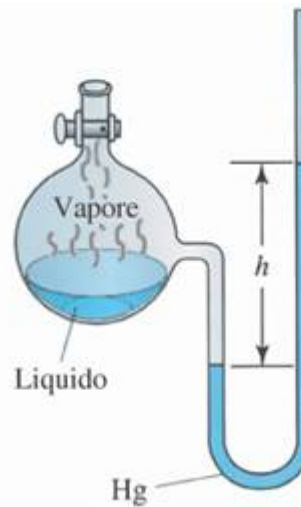
Ebollizione e Punti di ebollizione.

L'ebollizione è una speciale forma di evaporazione in cui la conversione da liquido a vapore avviene in tutta la massa del liquido attraverso la formazione di bolle.

Questo fenomeno inizia ad avvenire quando la pressione di vapore del liquido, che sta aumentando man mano che il liquido viene riscaldato, raggiunge un valore uguale a quello della pressione atmosferica

Quando queste due pressioni sono uguali bolle di vapore si formano intorno ad ogni granellino di polvere o superficie scabrosa del recipiente.

Essendo meno dense del liquido stesso queste bolle di vapore velocemente salgono verso la superficie e sfuggono. L'ascesa rapida delle bolle causa l'agitazione che tipicamente caratterizza l'ebollizione.



Il punto di ebollizione di un liquido è la temperatura alla quale la pressione di vapore del liquido diventa uguale alla pressione esterna (atmosferica) esercitata sul liquido.

Fattori che influenzano il punto di ebollizione

Per confrontare i punti di ebollizione di liquidi diversi la pressione esterna deve essere la stessa. Il punto di ebollizione di un liquido che spesso viene usato come confronto e in tabelle di testi di riferimento è il punto di ebollizione normale.

Il punto di ebollizione normale di un liquido è la temperatura alla quale il liquido bolle alla pressione di 760 mm Hg.

Il punto di ebollizione di un liquido può aumentare all'aumentare della pressione esterna. Si fa uso di questo principio nella pentola a pressione.

Variazioni del punto di ebollizione dell'acqua con l'altitudine

Località	Elevazione (piedi sopra il livello del mare)	Punto di ebollizione dell'acqua (°C)
San Francisco, CA, USA	0	100.0
Salt Lake City, UT, USA	4,390	95.6
Denver, CO, USA	5,280	95.0
La Paz, Bolivia	12,795	91.4
Mount Everest	28,028	76.5

Punto di ebollizione dell'acqua in una pentola a pressione

Pressione al di sopra di quella atmosferica		Punto di ebollizione dell'acqua (°C)
lb/in ²	mm Hg	
5	259	108
10	517	116
15	776	121

Forze intermolecolari nei liquidi

Affinché un liquido in un recipiente aperto bolla, la sua pressione di vapore deve raggiungere la pressione atmosferica.

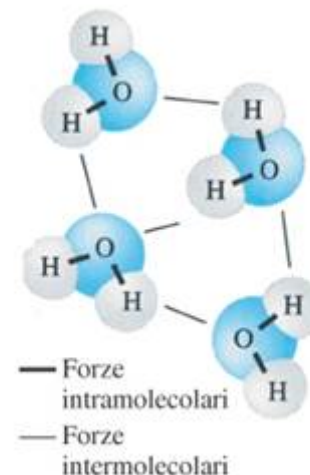
Per alcune sostanze questo si verifica a temperature molto al di sotto dello zero; per esempio, l'ossigeno ha un punto di ebollizione di -183°C . Il mercurio, per esempio, ha un punto di ebollizione di 357°C , che è 540°C più alto di quello dell'ossigeno.

Una spiegazione di questa variazione implica considerazioni sulla natura delle forze intermolecolari che devono essere vinte affinché le molecole (o atomi) sfuggano dallo stato liquido allo stato di vapore.

*Una **forza intermolecolare** è una forza attrattiva che agisce fra una molecola ed un'altra molecola.*

Le **forze intermolecolari** sono simili in un certo senso alle **forze intramolecolari** (fra molecole) coinvolte nei legami covalenti. .

Una delle maggiori differenze fra forze intermolecolari e intramolecolari è la loro grandezza; le prime sono molto più deboli.



Cinque tipi di Forze Intermolecolari

1. *interazioni dipolo-dipolo*
2. *legami idrogeno*
3. *forze di London*
4. *interazioni ione-dipolo*
5. *interazioni ione-ione.*

Interazioni dipolo-dipolo

Una **interazione dipolo-dipolo** è una forza attrattiva intermolecolare che si stabilisce fra molecole polari. Le molecole polari sono elettricamente asimmetriche cioè hanno una parte positiva distinta da una parte negativa. Questa distribuzione diseguale di carica in una molecola polare è detta *dipolo*.

Quando molecole polari si avvicinano fra di loro, esse tendono ad allinearsi in modo tale che la parte relativamente positiva di una molecola sia diretta verso la parte relativamente negativa dell'altra molecola.

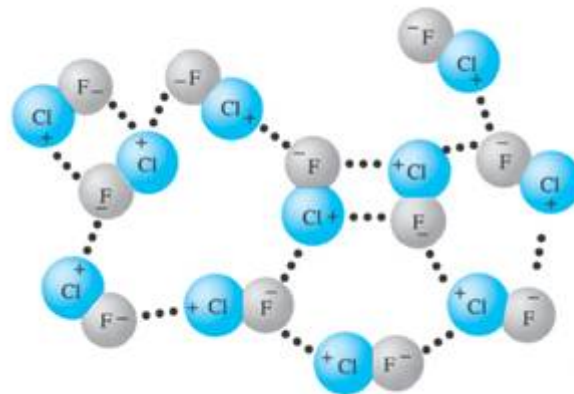


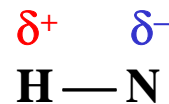
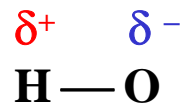
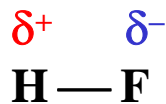
Figura 11.16
Interazioni dipolo-dipolo fra
molecole di ClF distribuite
casualmente.

Legame idrogeno

Forti interazioni dipolo-dipolo si verificano fra molecole contenenti idrogeno in cui l'idrogeno è legato covalentemente ad un elemento fortemente elettronegativo di piccole dimensioni atomiche (fluoro, ossigeno, e azoto).

Due fattori danno conto della forza extra di queste interazioni dipolo-dipolo.

L'elemento fortemente elettronegativo a cui l'idrogeno è legato covalentemente domina il processo di condivisione degli elettroni, al punto che l'atomo di idrogeno rimane con una significativa carica parziale positiva.



L'atomo di idrogeno è essenzialmente un nucleo “nudo”, poiché non ha elettroni oltre quello attratto dall'elemento – una proprietà unica dell'idrogeno.

La piccolezza dell'atomo di idrogeno permette al nucleo “nudo” di avvicinarsi di più e essere attratto più fortemente ad una coppia non condivisa di elettroni dell'atomo elettronegativo dell'altra molecola.

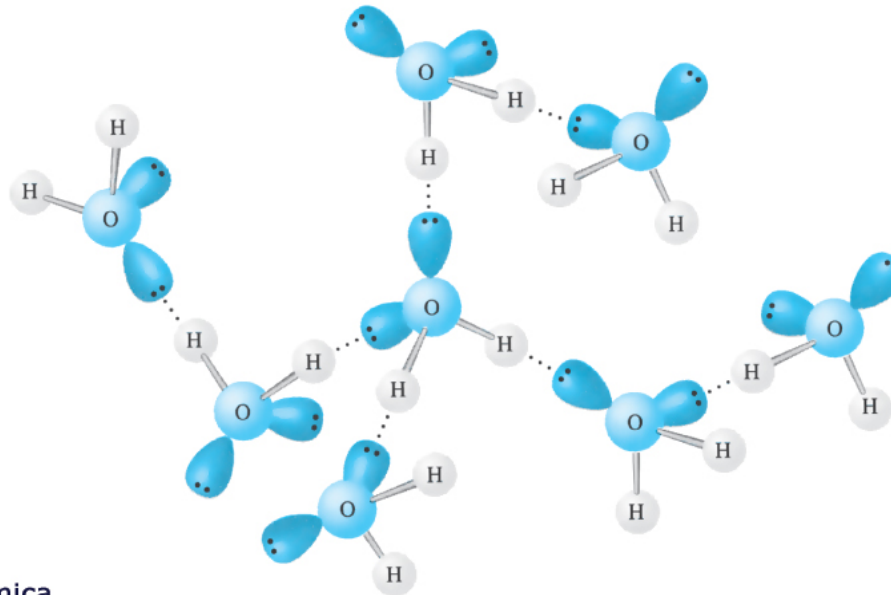
Le interazioni dipolo-dipolo del tipo che stiamo considerando si chiamano legami idrogeno.

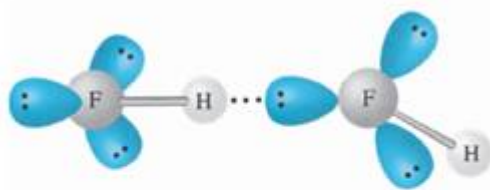
*Un **legame idrogeno** è una interazione dipolo-dipolo extra che coinvolge un atomo di idrogeno legato covalentemente ad un atomo piccolo molto elettronegativo (F, O, e N) ed una coppia solitaria di elettroni di un altro atomo piccolo molto elettronegativo (F, O, e N).*

La formazione del legame idrogeno è possibile ogni volta che due molecole, uguali o diverse, abbiano le seguenti caratteristiche:

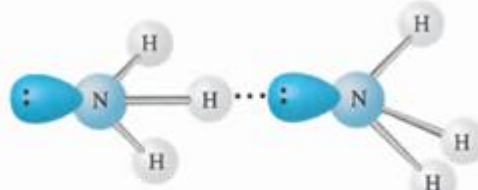
- Una molecola ha un atomo di idrogeno legato mediante legame covalente ad un atomo di azoto, ossigeno o fluoro.
- L'altra molecola ha un atomo di azoto, ossigeno o fluoro che possiede uno o più coppie solitarie di elettroni.

□ **Figura 11.17** Legami idrogeno fra molecole di acqua. Le linee tratteggiate sono i legami idrogeno.

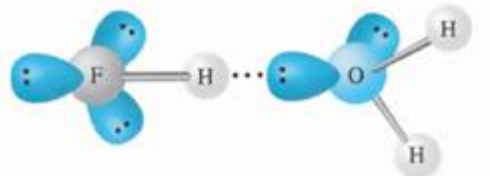




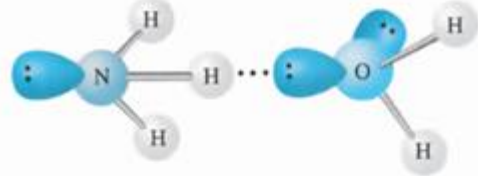
Fluoruro di idrogeno–fluoruro di idrogeno



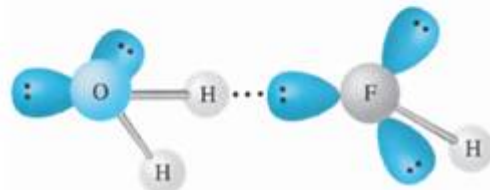
Ammoniaca–ammoniaca



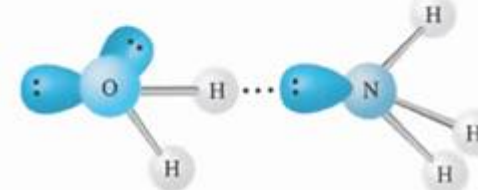
Fluoruro di idrogeno–acqua



Ammoniaca–acqua

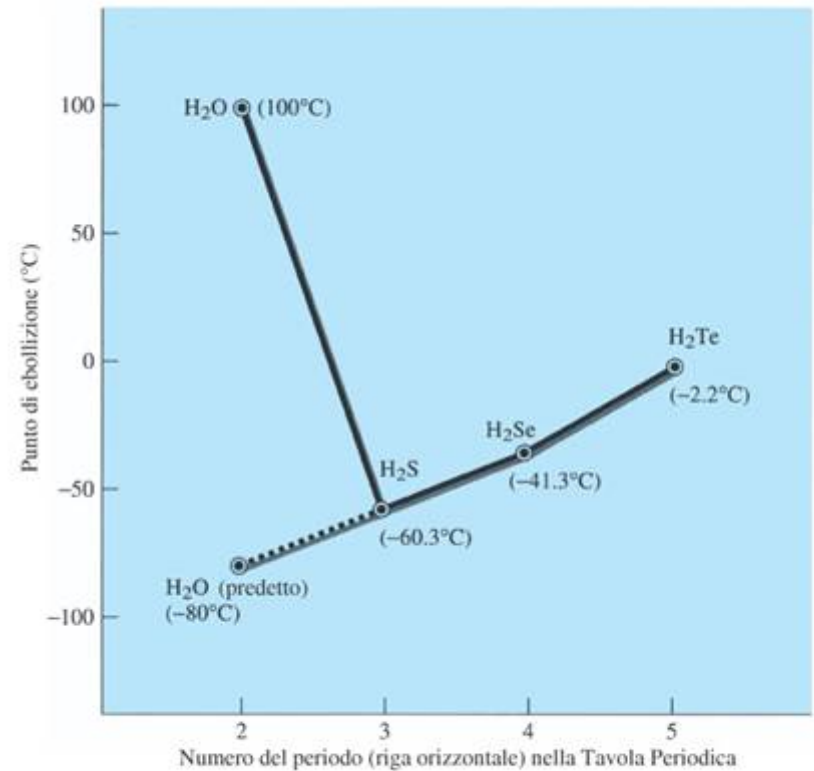


Acqua–fluoruro di idrogeno



Acqua–ammoniaca

„ **Figura 11.18** Legami idrogeno fra varie molecole semplici. Le linee tratteggiate sono i legami idrogeno.



Forze di London

Denominate in onore del fisico tedesco Fritz London (1900-1954), le forze di London sono il tipo più debole di forza intermolecolare.

Una forza di London è una temporanea debole interazione dipolo-dipolo che si verifica fra un atomo o molecola (polare o non polare) ed un altro atomo o molecola (polare o non polare).

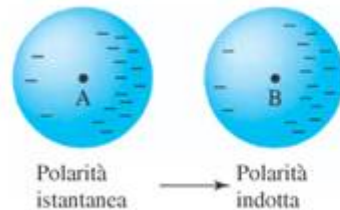


Figura 11.20 Una forza di London. La polarità istantanea (temporanea) presente sull'atomo A provoca una polarità indotta nell'atomo B.

Le forze di London derivano da una distribuzione diseguale momentanea (istantanea) degli elettroni in una molecola. La maggior parte del tempo gli elettroni possono essere considerati come distribuiti in una molecola secondo uno schema definito, determinato dalle loro energie e dall'elettronegatività degli atomi. Tuttavia, vi è una piccola probabilità dal punto di vista statistico che gli elettroni devino dal loro normale schema.

Questa condizione causa il fatto che la molecola diventi polare per un istante.

La parte negativa di questa molecola polare istantaneamente tenderà a respingere gli elettroni delle molecole vicine e farà sì che queste molecole diventino polari anch'esse per un istante.

Andamento dei punti di ebollizione per serie di molecole non polari correlate

Sostanza	Massa molecolare (uma)	Punto di ebollizione (°C)
Gas Nobili		
He	4.0	-269
Ne	20.2	-246
Ar	39.9	-186
Kr	83.8	-153
Xe	131.3	-107
Rn	222	-62
Elementi del gruppo VIIA		
F ₂	39.0	-187
Cl ₂	70.9	-35
Br ₂	159.8	+59
I ₂	253.8	+184

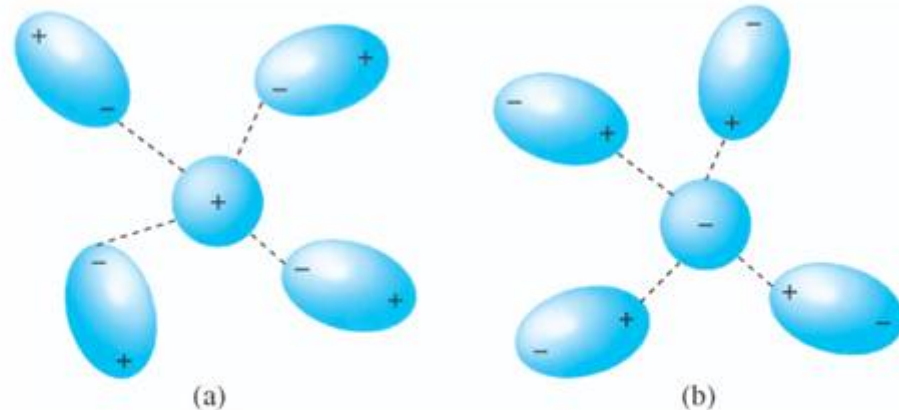
Se due molecole hanno all'incirca la stessa massa molecolare e polarità, ma sono di diametro diverso, la più piccola avrà il punto di ebollizione più basso, poiché i suoi elettroni sono meno suscettibili alla polarizzazione.

Dei tre tipi di forze intermolecolari (interazioni dipolo-dipolo, legame idrogeno e forze di London), le forze di London sono le più comuni e, nella maggior parte dei casi, le più prevalenti.

Interazioni ione-dipolo

Una interazione ione-dipolo è una forza attrattiva intermolecolare fra uno ione ed una molecola polare.

□ **Figura 11.21** Interazioni ione-dipolo. (a) Le parti negative di molecole polari sono attratte da uno ione positivo, e (b) le parti positive di molecole polari sono attratte da uno ione negativo. Queste attrazioni sono importanti quando si sciolgono composti ionici in acqua, poiché l'acqua è una molecola polare.



H. S. Stoker
Principi di chimica
Edises

Interazioni ione-ione

Finora la discussione sulle forze attrattive ha assunto che le particelle che costituiscono un liquido siano essenzialmente molecole o atomi.

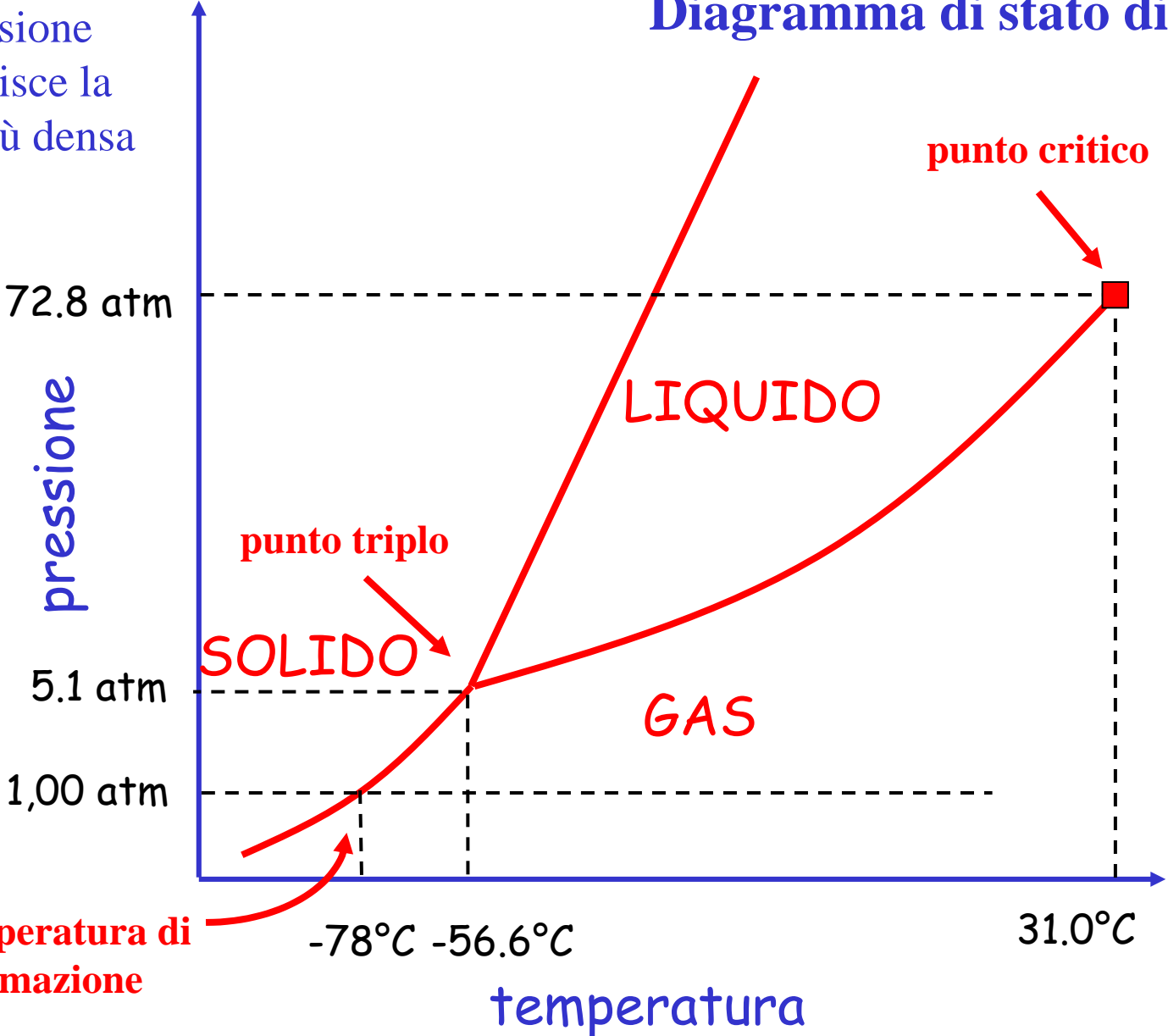
A temperature estremamente alte esistono liquidi in cui non sono presenti molecole. I liquidi che si ottengono per fusione di composti ionici contengono solo ioni.

Le forze attrattive in questi liquidi sono quelle che derivano da interazioni ione-ione fra ioni positivi ed ioni negativi.

Un'interazione ione-ione è una forza attrattiva intermolecolare fra ioni carichi di segno opposto presenti allo stato liquido (fuso) di composti ionici.

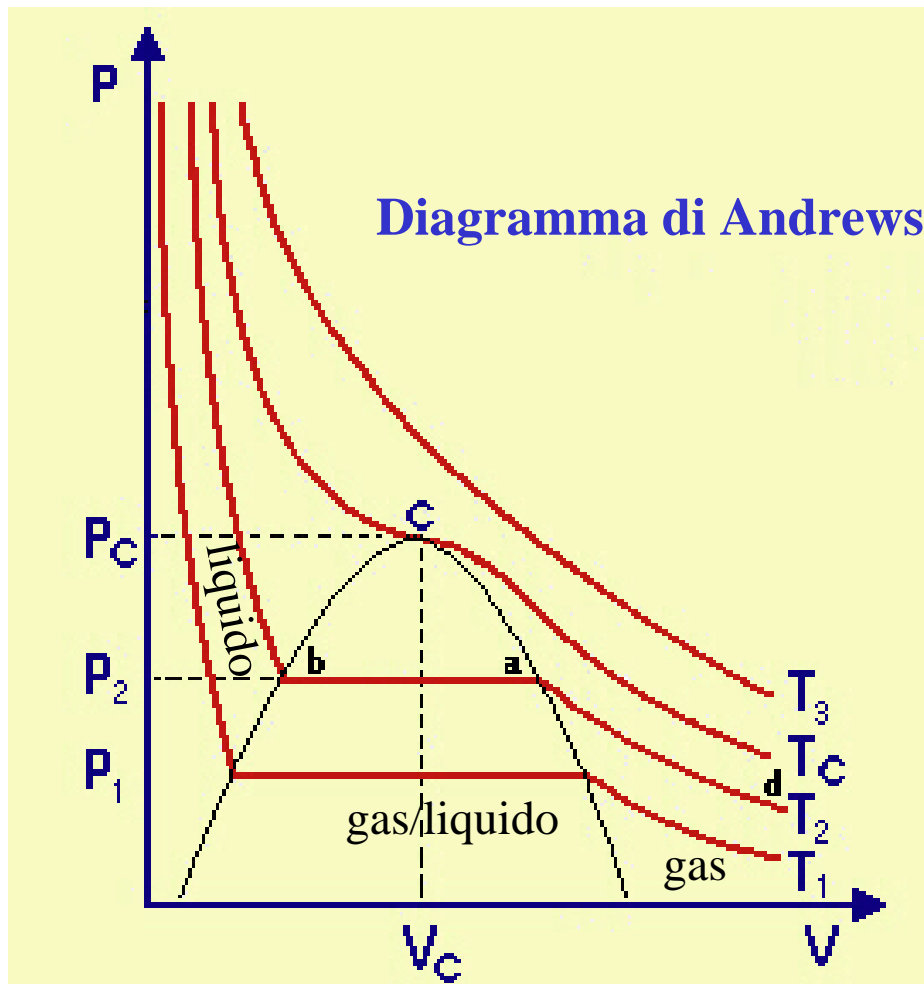
Diagramma di stato di CO₂

Un'aumento di pressione favorisce la fase più densa



Punto triplo:
punto di coesistenza
Solido/Liquido/Gas

Temperatura di sublimazione



I gas se sottoposti ad una adeguata pressione e portati ad una T abbastanza bassa, condensano, diventando prima liquidi, poi solidi.

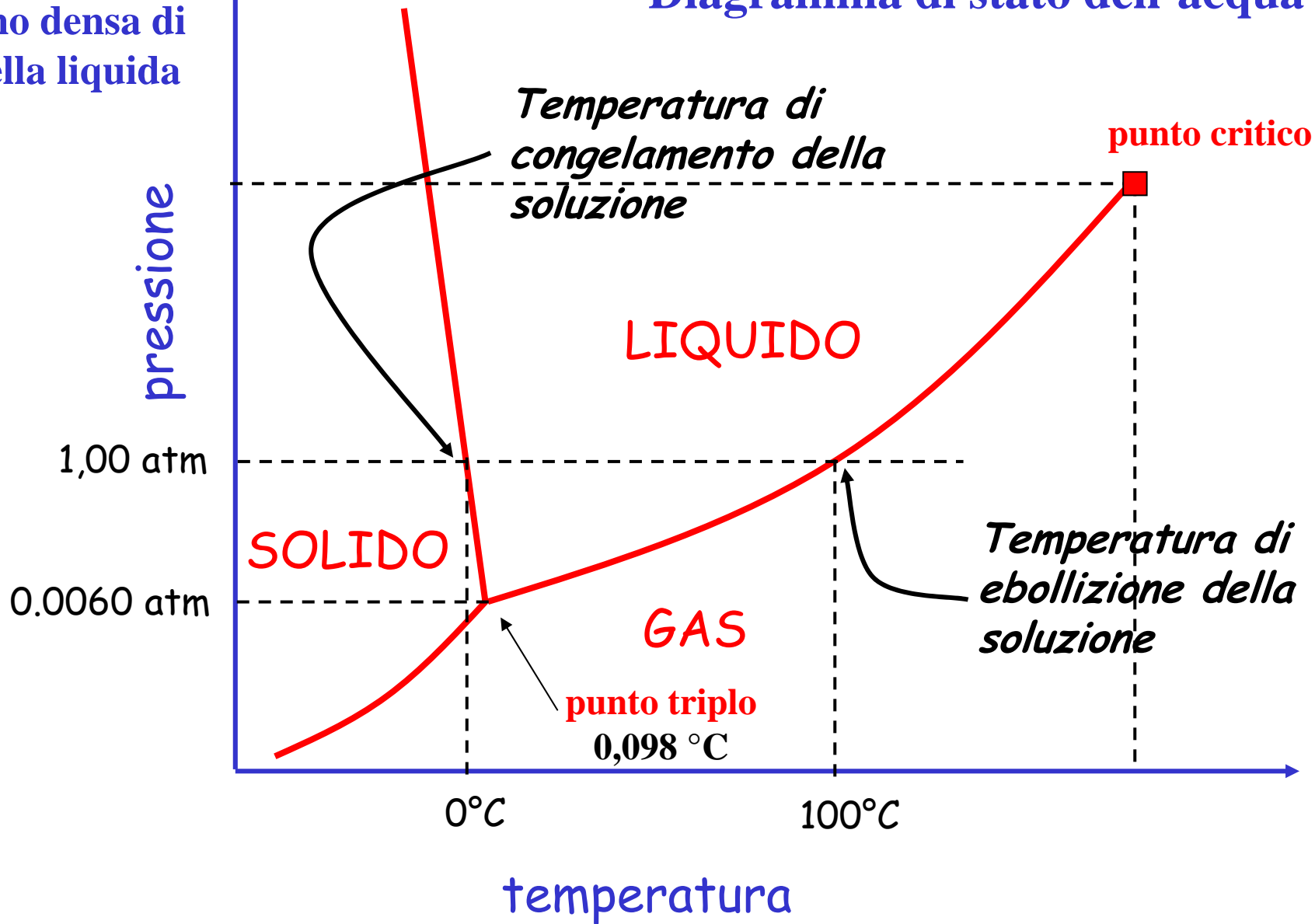
Prendiamo in considerazione il **passaggio alla fase liquida** di un gas reale; portiamo in un **diagramma P/V** (diagramma di Andrews), i dati relativi e vediamo quali curve si ottengono, a seconda delle varie T .

T_C è chiamata **temperatura critica** del gas e sopra di essa non è possibile liquefare il gas, qualunque sia la P che si impone: il gas resta perciò sempre nel suo stato gassoso; sotto la campana la sostanza invece esiste come liquido e come vapore

Il punto critico si raggiunge quando i volumi molari del liquido e del gas diventano uguali per cui la distinzione tra le due fasi SPARISCE.

La fase solida è meno densa di quella liquida

Diagramma di stato dell'acqua



Tipi di solidi

I solidi possono essere classificati in due categorie:

- **solidi cristallini**
- **solidi amorfi.**

*Un **solido cristallino** è un solido caratterizzato da un sistemazione tridimensionale regolare degli atomi, ioni, o molecole presenti. Questa sistemazione regolare di particelle si manifesta nell'aspetto esteriore del solido; le proprietà cristalline sono riconoscibili.*

*Un **solido amorfo** è un solido che è caratterizzato da una sistemazione casuale, non ripetitiva tridimensionale degli atomi, ioni, o molecole presenti. La parola *amorfo* deriva dal greco a-morphos che significa “senza forma”. Esempi di solidi amorfi solidi includono vetro, gomma, e molte materie plastiche.*

Lo schema altamente ordinato di particelle che si trova in un solido cristallino è detto *reticolo cristallino*.

Le posizioni occupate dalle particelle nel reticolo sono dette *siti reticolari*.

I solidi cristallini possono essere classificati in cinque gruppi basandosi sul tipo di particelle nei siti del reticolo cristallino e le forze che tengono insieme le particelle.

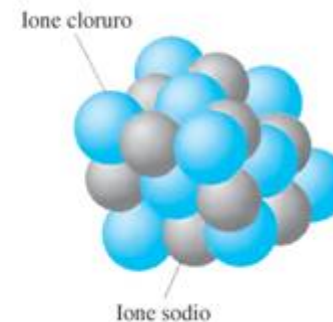
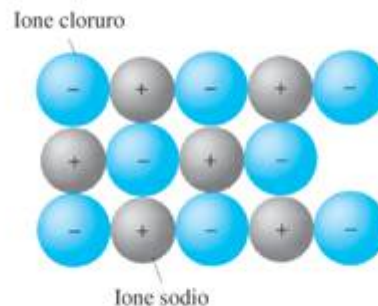
Le cinque classi di solidi cristallini sono

- **solidi ionici,**
- **molecolari polari,**
- **molecolari non polari,**
- **a reticolo covalente,**
- **metallici.**

Un solido ionico è un solido che consiste di ioni positivi e negativi sistemati in modo tale che ogni ione è circondato da ioni vicini carichi di segno opposto.

□ **Figura 11.22** Sezione in due dimensioni e vista a tre dimensioni della sistemazione degli ioni nel composto ionico cloruro di sodio (NaCl).

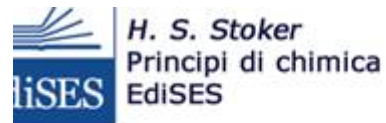
 H. S. Stoker



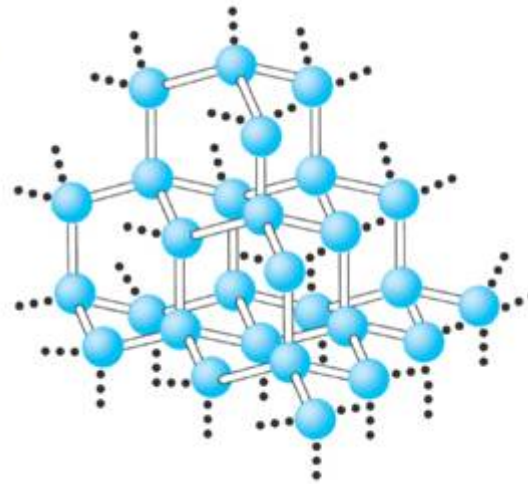
Un solido molecolare polare è un solido che ha molecole polari nei siti del reticolo cristallino.

*Un **solido molecolare non polare** è un solido che ha molecole non polari (o atomi nel caso di gas nobili) nei siti del reticolo cristallino.*

*Un **solido a reticolo covalente** è un solido che ha atomi nei siti reticolari del cristallo che sono uniti da legami covalenti in un vastissimo arrangiamento tridimensionale*



□ **Figura 11.23** Il reticolo del cristallo del diamante, che è un solido a reticolo covalente. Ogni atomo di carbonio è legato tetraedricamente ad altri quattro atomi di carbonio.



*Un **solido metallico** ha atomi di metallo che occupano i siti del reticolo cristallino. La natura del legame in questi solidi non è ancora completamente chiara. Tuttavia, si considera che i solidi abbiano un reticolo di ioni metallici, con gli elettroni più esterni di ciascun atomo metallico liberi di muoversi nel reticolo. Il legame deriva dalle interazioni degli elettroni con i vari nuclei. Il moto degli elettroni liberi spiega la conduttività elettrica dei metalli.*

I punti di fusione dei solidi metallici mostrano un ampio campo di valori. La loro volatilità è in genere bassa.

Caratteristiche ed esempi dei vari tipi di solidi cristallini

Tipo	Particella che occupa i siti reticolari	Forze fra le particelle	Proprietà dei solidi	Esempi
Ionico	Ioni positivi e ioni negativi	Attrazioni elettrostatiche fra ioni di carica opposta	Alti punti di fusione	NaCl
Molecolare polare	Molecole polari	Attrazioni dipolo-dipolo e forze di London	Punti di fusione moderati	H ₂ O NH ₃ SO ₂
Molecolare non polare	Molecole non polari (o atomi)	Forze di London	Punti di fusione bassi; volatili	CO ₂ CH ₄ I ₂ O ₂ Ar
A reticolo covalente	Atomi	Legami covalenti fra gli atomi	Punti di fusione estremamente alti	C (diamante) SiO ₂ (sabbia) SiC
Metallico	Atomi metallici	Attrazione fra elettroni esterni e centri atomici positivi	Punti di fusione variabili; bassa volatilità	Cu Ag Au Fe Al