



Quinta sezione del Syllabus europeo di Chimica Generale I di ECTN

Realizzato da:

Prof.ssa Francesca Collesi



***STATI FISICI
DELLA MATERIA***

CONTENUTI DEL LEARNING OBJECT:

- I tre stati di aggregazione
- Lo stato solido
 - Solidi cristallini e amorfi
 - Polimorfismo e isomorfismo
 - Solidi ionici, covalenti, molecolari, metallici
- Lo stato gassoso
 - I gas ideali
 - Le leggi dei Gas: Boyle, Charles, Gay-Lussac, legge generale dei gas perfetti
 - Principio di Avogadro
 - Miscele di gas: legge di Dalton
 - Teoria cinetica
 - I gas reali
- Stato liquido: proprietà intensive
- Passaggi di stato

I tre stati della materia



Gassoso



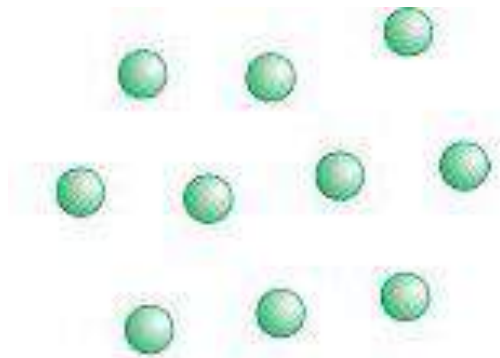
Liquido



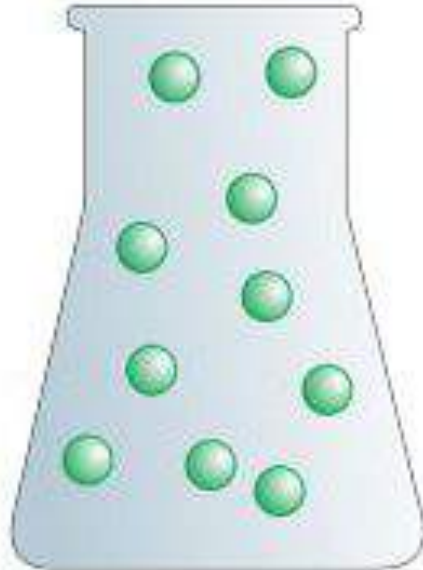
Solido

Virt&I-Comm.5.2014.6

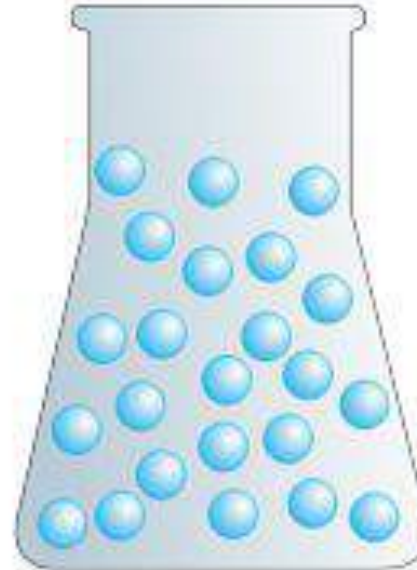
Gassoso



Liquido

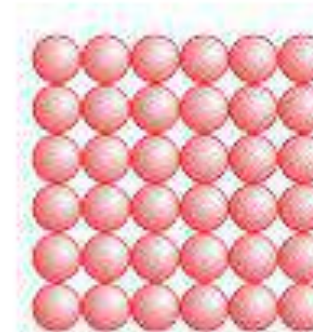


- non ha una forma propria
- non ha un volume proprio
- Comprimibile



- Assume la forma del contenitore
- Volume proprio
- è incompressibile

Solido



- Forma propria
- Volume proprio
- Non è comprimibile

Stati della materia

Lo stato di aggregazione di una sostanza dipende dal bilancio tra:

Energia cinetica delle particelle

(atomi, molecole, ioni)

Energia di interazione tra le particelle

(atomi, molecole, ioni)

Stati della materia

Stato di aggregazione

Proprietà microscopiche

Proprietà macroscopiche

SOLIDO

Elevate forze di attrazione tra le particelle
Bassa energia cinetica
Atomi, ioni o molecole vibrano intorno a posizioni fisse

Forma propria
Volume proprio
Incomprimibilità

GAS

Deboli forze di attrazione tra le particelle
Elevata energia cinetica
Atomi, ioni o molecole in continuo movimento rettilineo e disordinato

Forma e volumi non propri
Comprimibilità

LIQUIDO

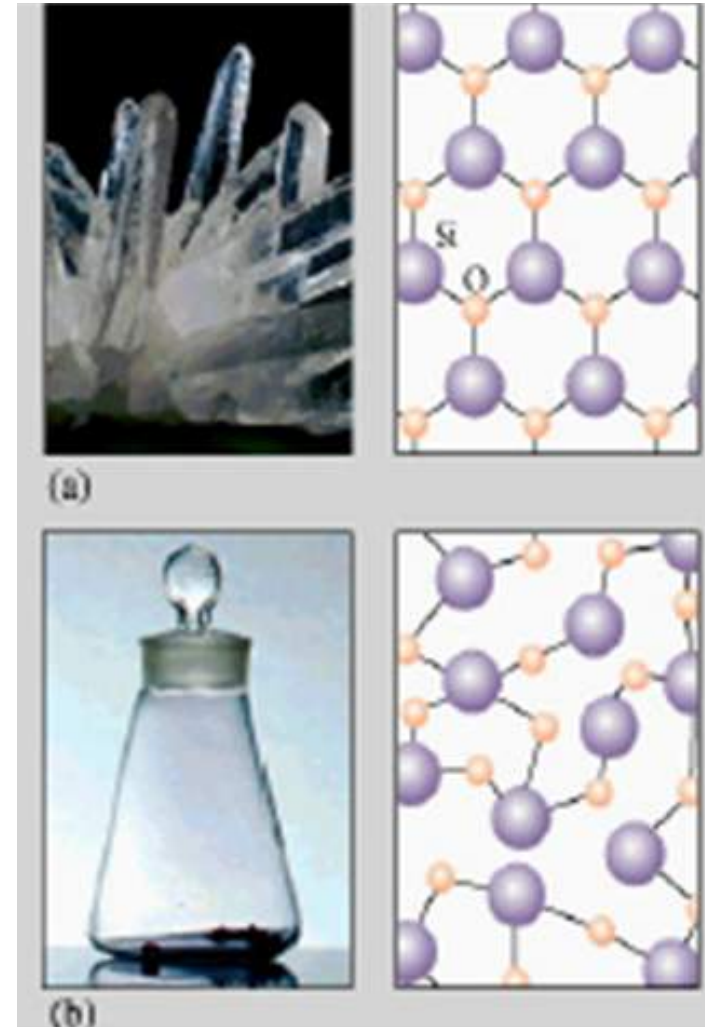
Elevata energia cinetica e forze di attrazione tra le particelle paragonabili
Moto relativamente indipendente delle particelle

Forma non definita
Volume proprio
Incomprimibilità

STATO SOLIDO: La classificazione dei solidi

Distinguiamo due tipi di solidi:

- *crystallini* in cui le particelle sono disposte in modo ordinato e regolare;
- *amorfi* in cui le particelle sono disposte disordinatamente, pur avendo forma e volume propri. Non assumono una forma di tipo poliedrica (non formano cristalli) es. vetro

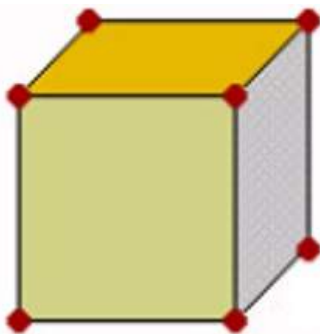


Solidi cristallini

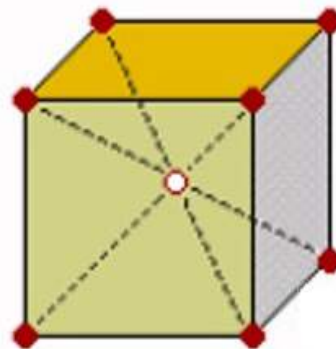
Formano cristalli: corpi solidi omogenei con proprietà anisotrope (dipendenti dalla direzione) che hanno la forma di un poliedro geometrico, cioè di un solido con facce piane, spigoli e vertici.

Sono caratterizzati da una disposizione regolare nello spazio degli atomi, delle molecole e degli ioni di cui sono costituiti. Tale disposizione ordinata e periodica è detta reticolo cristallino. L'unità ripetitiva fondamentale di un reticolo cristallino è detta cella elementare.

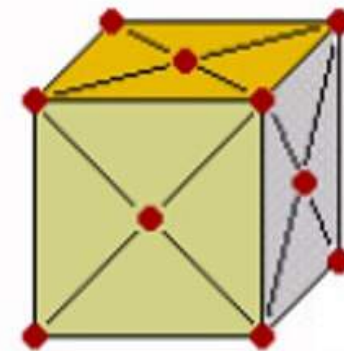
Tipi di celle elementari



Reticolo cubico
Semplice
Es. Po

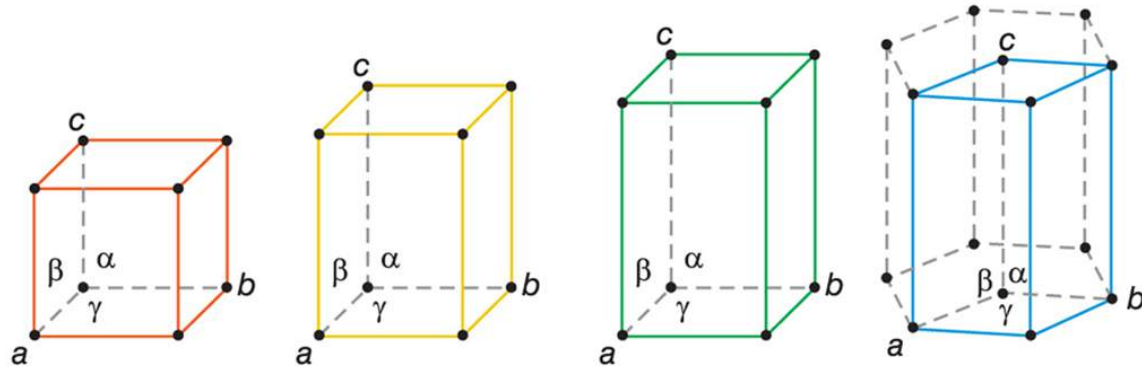


Reticolo cubico a
corpo centrato
Es. Na, K



Reticolo cubico a
facce centrate
Es. metalli: Au, Ag, Al, Cu

I sistemi cristallografici sono 7:

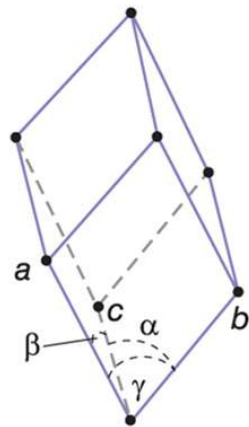


Cubico
 $a=b=c$
 $\alpha=\beta=\gamma=90^\circ$

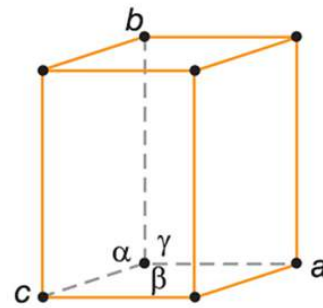
Tetragonale
 $a=b\neq c$
 $\alpha=\beta=\gamma=90^\circ$

Rombico
 $a\neq b\neq c$
 $\alpha=\beta=\gamma=90^\circ$

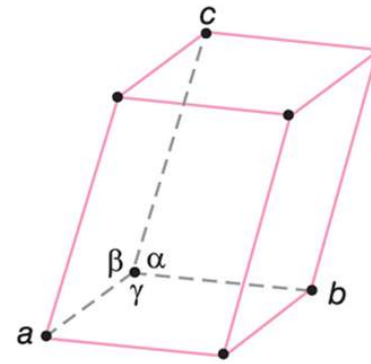
Esagonale
 $a=b\neq c$
 $\alpha=\beta=90^\circ$
 $\gamma=120^\circ$



Romboedrico
 $a=b=c$
 $\alpha=\beta=\gamma\neq 90^\circ$

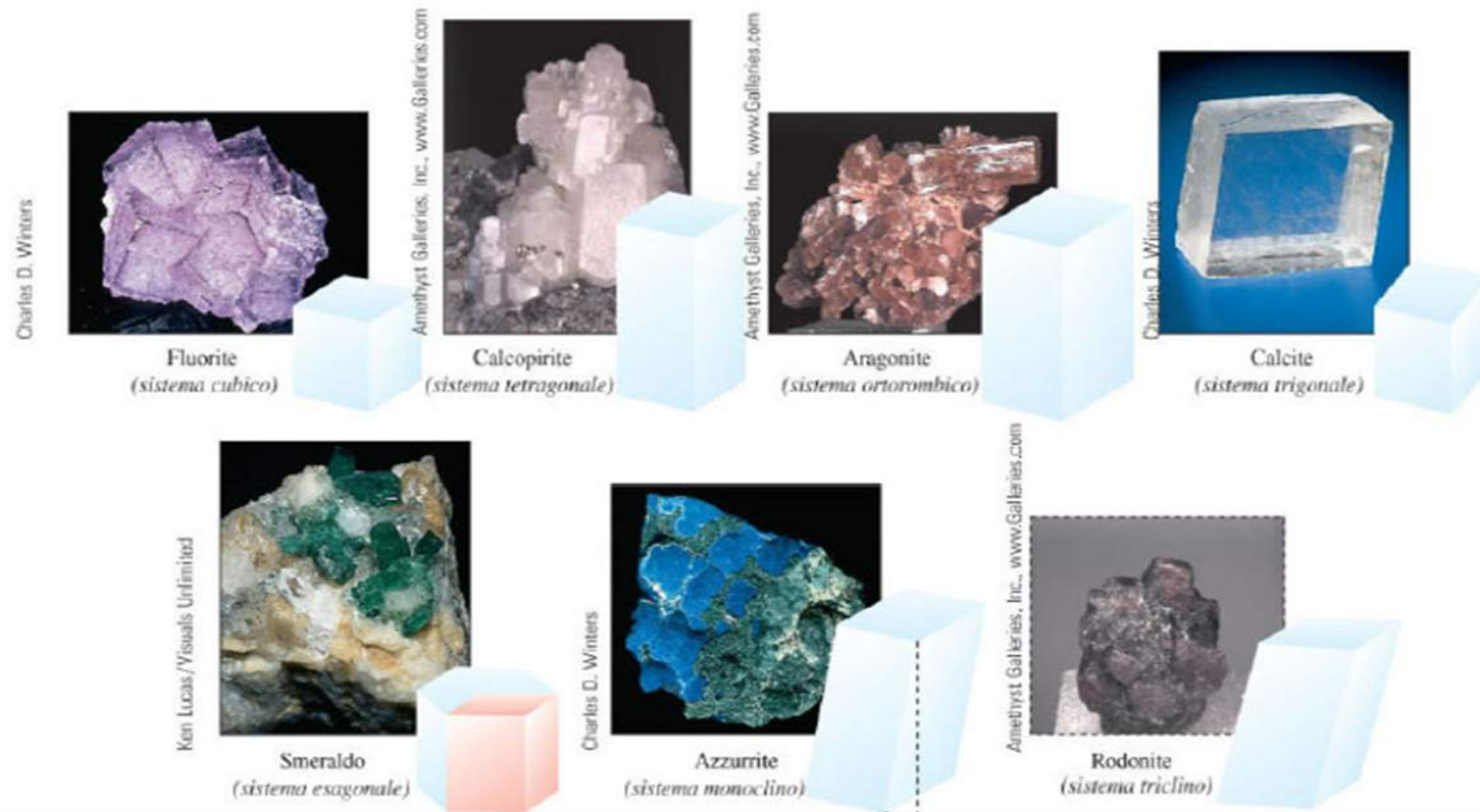


Monoclino
 $a\neq b\neq c$
 $\alpha=\gamma=90^\circ$
 $\beta\neq 90^\circ$



Triclinico
 $a\neq b\neq c$
 $\alpha\neq\beta\neq\gamma\neq 90^\circ$

I sistemi cristallografici sono 7:



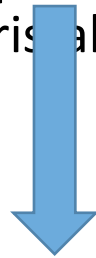
Le facce di un cristallo corrispondono ai piani reticolari su cui vi è il massimo addensamento di materia (atomi, ioni o molecole)

<http://www.youtube.com/watch?v=cxURGoGiAQU>

<http://www.youtube.com/watch?v=p7TBXMQXqEE>

Il polimorfismo e l' isomorfismo

Una stessa sostanza può cristallizzare in forme diverse, caratterizzate da una diversa disposizione spaziale degli atomi all' interno del cristallo



POLIMORFISMO

Sostanze diverse, aventi composizione chimica simile, possono cristallizzare nella stessa forma



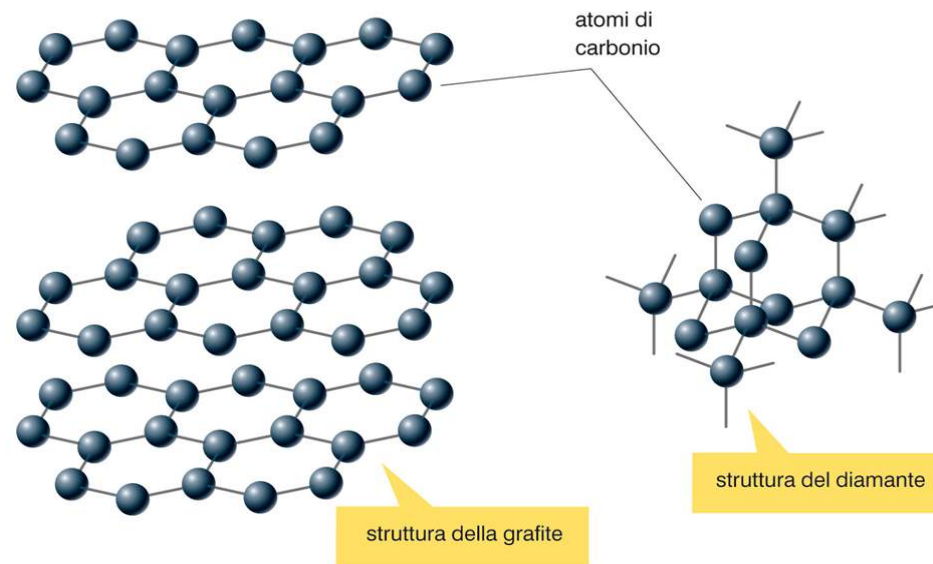
ISOMORFISMO

Virt&I-Comm.5.2014.6

Forme alternative di uno stesso elemento che si diversificano per il modo in cui gli atomi sono legati sono dette allotropi.

Un esempio è il carbonio che presenta due forme allotropiche:

- la grafite con reticolo esagonale;
- il diamante con reticolo cubico.



Le diverse strutture danno ragione delle proprietà lubrificanti e della conducibilità elettrica della grafite, e della durezza e della conducibilità di calore del diamante.

Tipi di solidi

Le particelle che costituiscono i solidi possono essere atomi, molecole, ioni



Forze di attrazione di diversa entità tra le particelle di un solido



SOLIDI A STRUTTURA COVALENTE

SOLIDI MOLECOLARI

SOLIDI IONICI

SOLIDI METALLICI

Solidi cristallini

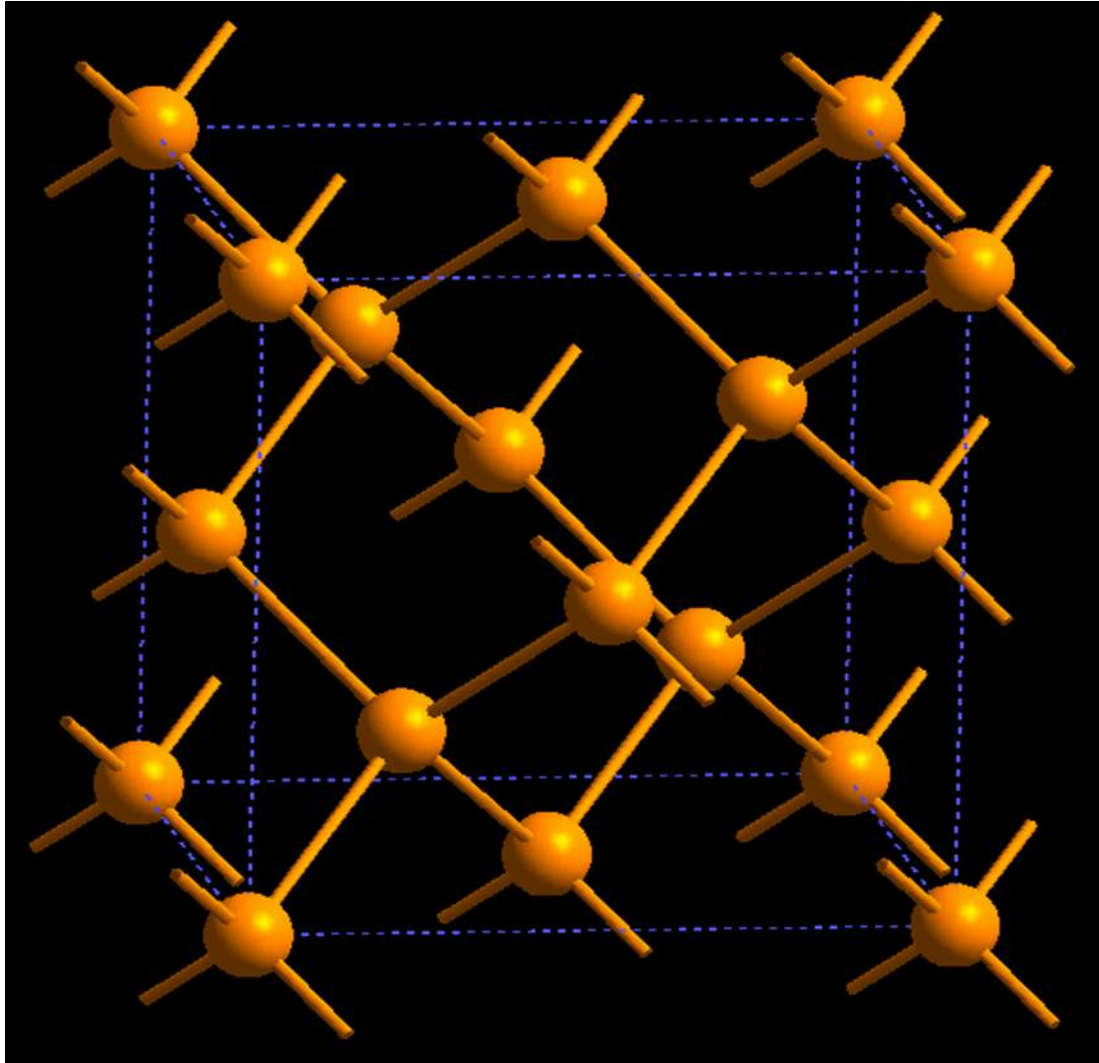
Formano solidi cristallini: **elementi metallici** (Na, Fe, Co, ...), leghe metalliche (bronzo, ottone, ...), **elementi non metallici** (iodio, zolfo, fosforo, argo), **composti ionici** (NaCl, CaCO₃, CaSO₄, ...).

Si possono classificare in base al legame che tiene uniti i loro atomi (ioni, molecole).

Classificazione dei solidi cristallini

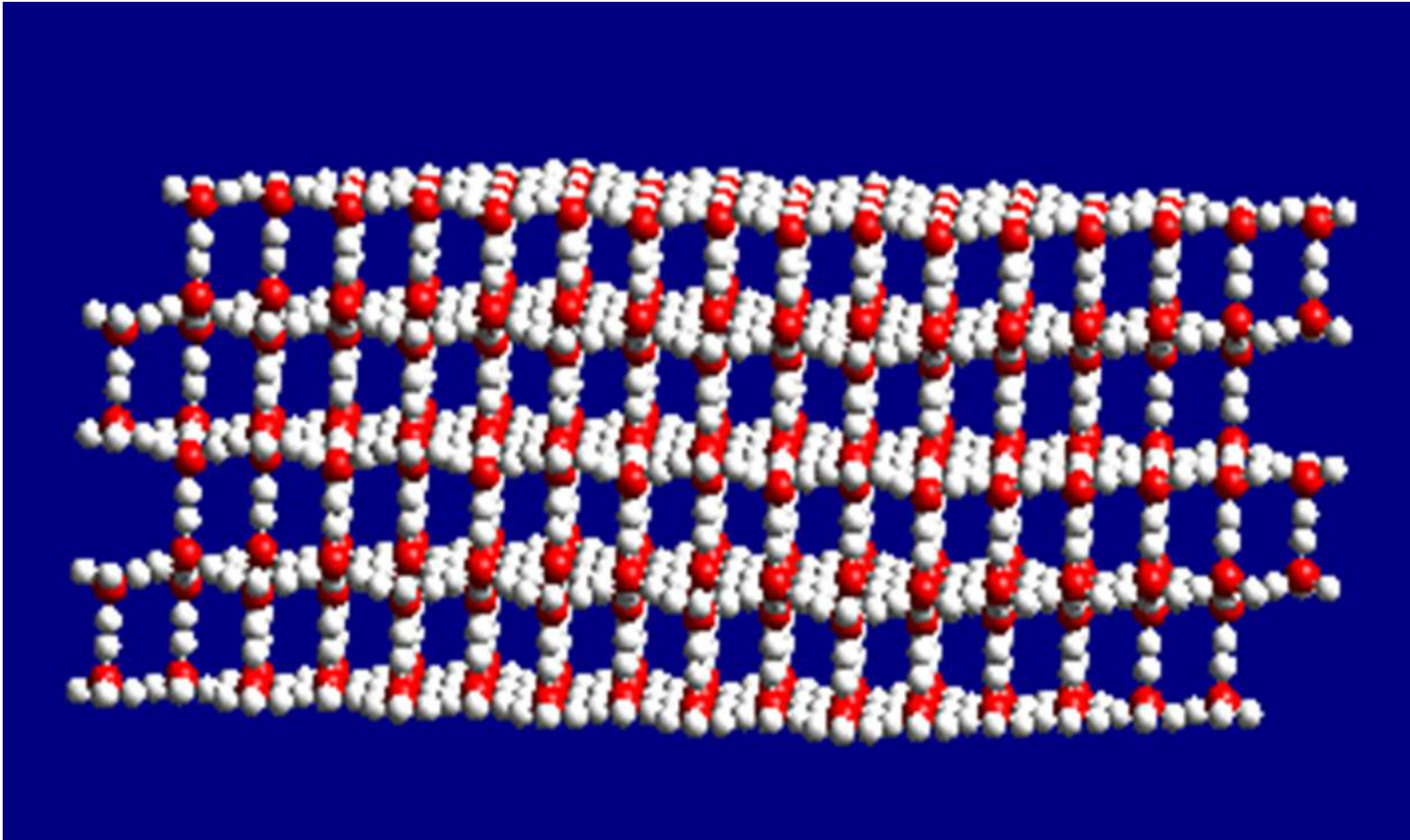
- **Solidi ionici**: reciproca attrazione tra cationi e anioni (elettrostatica)
- **Solidi covalenti**: atomi legati ai loro vicini mediante legami covalenti
- **Solidi molecolari**: insiemi di molecole vincolate nella loro posizione da forze intermolecolari
- **Solidi metallici**: atomi legati insieme da legame metallico

Solido covalente



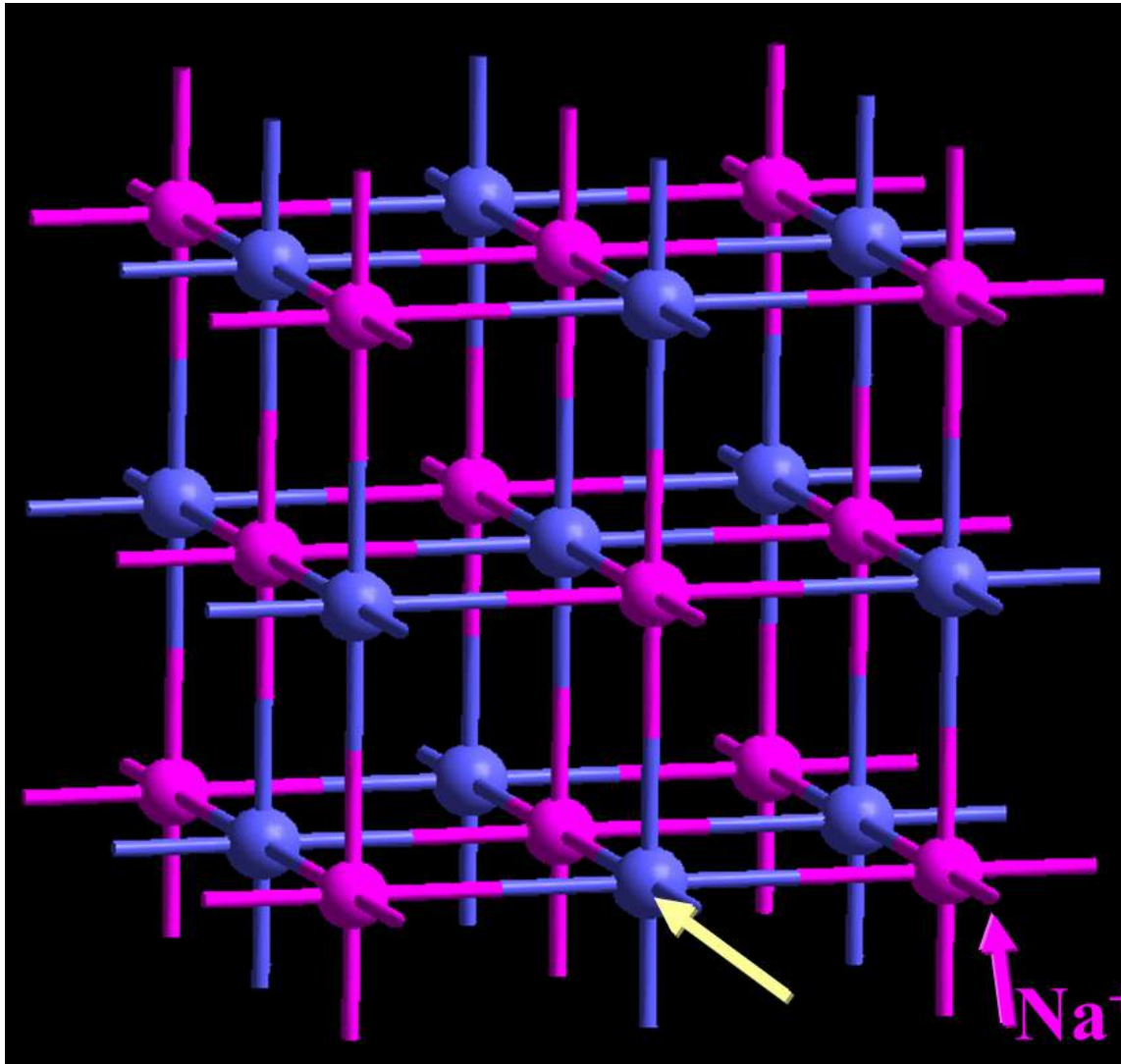
Nel reticolo cristallino di un **solido covalente** i nodi reticolari sono occupati da **atomi**. Nel cristallo di **diamante** i nodi reticolari sono occupati da atomi di carbonio legati covalentemente con atomi di carbonio che occupano nodi vicini.

Solido molecolare



L'acqua allo stato solido è un esempio di solido molecolare. In ogni nodo reticolare c'è una molecola di acqua legata con legami idrogeno alle molecole che abitano nodi vicini.

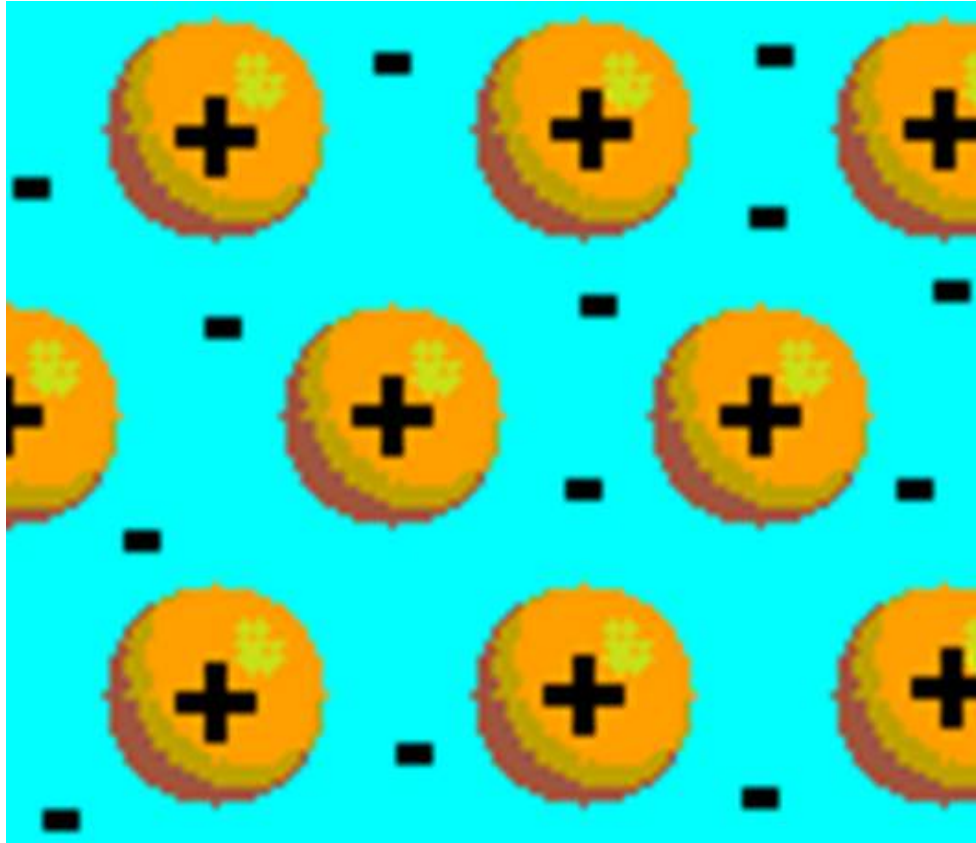
Solido ionico



Nel reticolo cristallino di un solido ionico i nodi reticolari sono occupati da ioni positivi e ioni negativi.

Nel cristallo di NaCl i nodi reticolari sono occupati da ioni Na^+ e da ioni Cl^-

Solido metallico



In un solido metallico, i nodi reticolari sono occupati da ioni positivi dell'elemento metallico.

Gli elettroni abitano un "orbitale molecolare" che ha la forma e le dimensioni del cristallo

Proprietà di solidi cristallini diversi

Tipo di reticolo	Solido ionico	Solido molecolare	Solido metallico	Solido a reticolo covalente
Componenti ai nodi del reticolo	Ioni	Molecole	Atomi metallici	Atomi di non metalli
Tipo di legame/ forze IM	Legame ionico	Forze di V.d.W.	Legami metallici	Legame covalente
Proprietà	Duri, p.f. elevato, isolanti	Teneri, p.f. basso, isolanti	Ampio intervallo di durezza e p.f., conduttori	Duri, p.f. elevati, semiconduttori o isolanti
Esempi	NaCl, CaF ₂ , CaO, LiF	H ₂ O, CO ₂ , S ₈ , I ₂ , Xe	Li, Ag, Fe, Cu, Na	C, Si

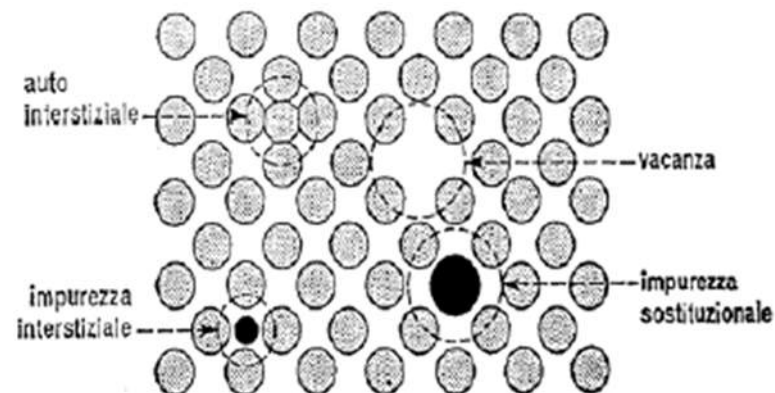
I difetti nei cristalli

Si tratta di imperfezioni nella struttura cristallina, quasi sempre presenti nei cristalli reali (i reticoli cristallini perfetti sono solo modelli idealizzati). I difetti reticolari influenzano in modo determinante le proprietà macroscopiche. Si classificano in:

1) Difetti puntiformi: riguardano soltanto qualche posizione isolata del reticolo

2) Difetti lineari o dislocazioni: sono dovuti a piani del reticolo disposti irregolarmente

3) Difetti superficiali: si riferiscono a imperfezioni sulla superficie esterna di un cristallo o nella zona di transizione tra due microcristalli adiacenti, orientati in modo diverso.



STATO GASSOSO

Un sistema gassoso è costituito da molecole aventi un' elevata energia cinetica media, tale da vincere le forze di attrazione intermolecolari.



Le molecole sono separate e in continuo movimento rettilineo e disordinato. Un gas non ha forma e volume propri.



Un sistema gassoso è definito da quattro parametri, quali:

VOLUME (V)

PRESSIONE (p)

QUANTITA' DI SOSTANZA (n)

TEMPERATURA (T)

Pressione

I gas esercitano una pressione sulle pareti del recipiente in cui sono contenuti. La «p» è data dal rapporto:

$$p = F / S$$

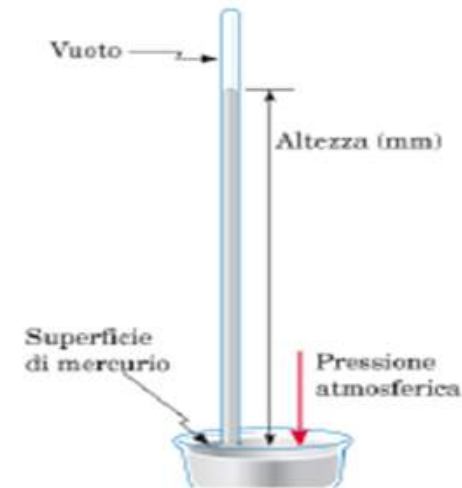
Nel sistema S.I. si misura in Pascal (Pa) \longrightarrow 1 Pa = 1 N/m²

La **pressione atmosferica** è la pressione che esercita l'atmosfera a livello del mare: equivale alla «p» esercitata da una colonna di 760 mm di mercurio.

Tale valore è posto = 1 atm

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

$$1 \text{ atm} = 101325 \text{ Pa}$$



Gas ideale o perfetto

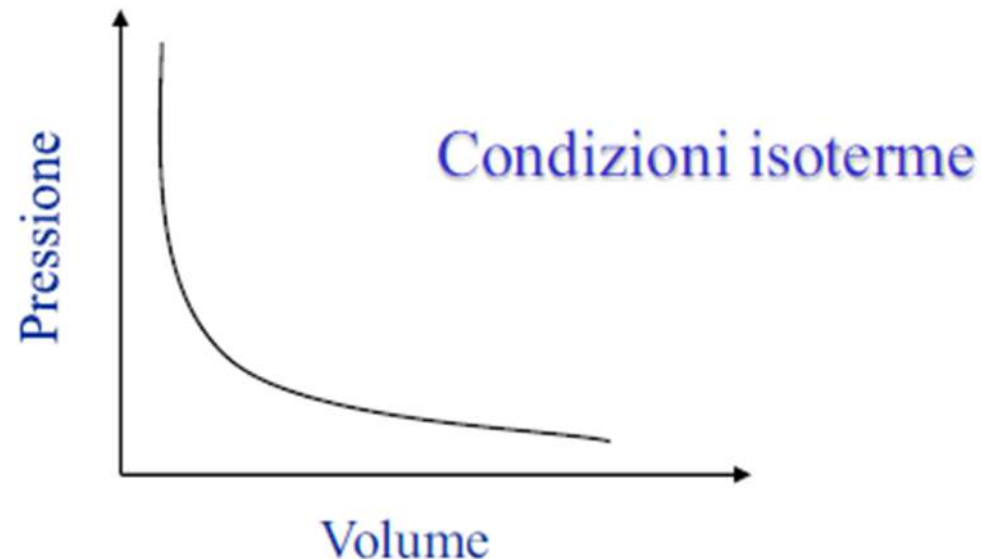
E' costituito da molecole puntiformi, volume trascurabile, rispetto al volume del recipiente e non interagenti tra di loro.

Legge di Boyle o legge isoterma

A «T» costante, il volume di una quantità determinata di gas è inversamente proporzionale alla «p».

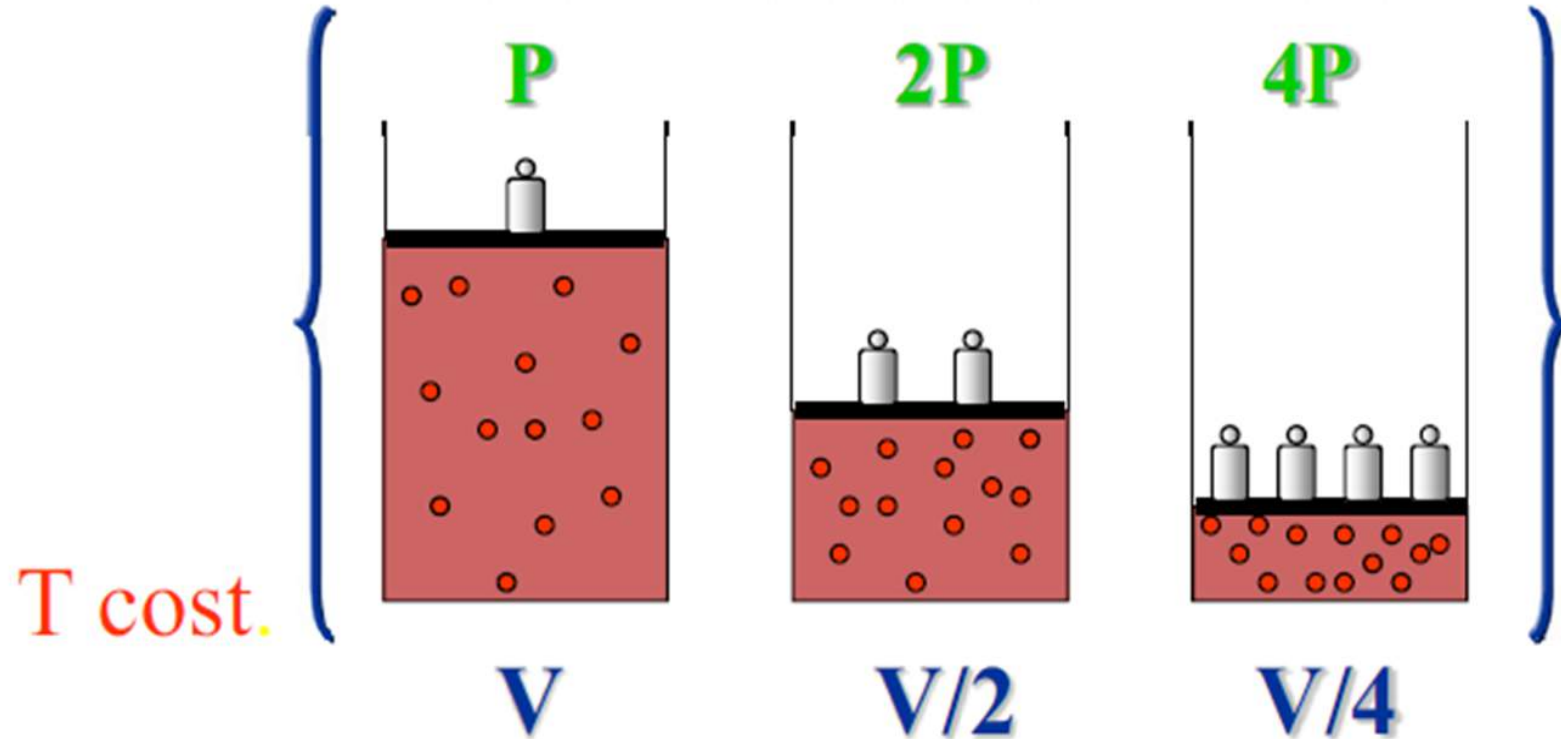
$$p V = K$$

K è una costante che dipende solo dalla «T» e dalla quantità di gas



Legge di Boyle o legge isoterma

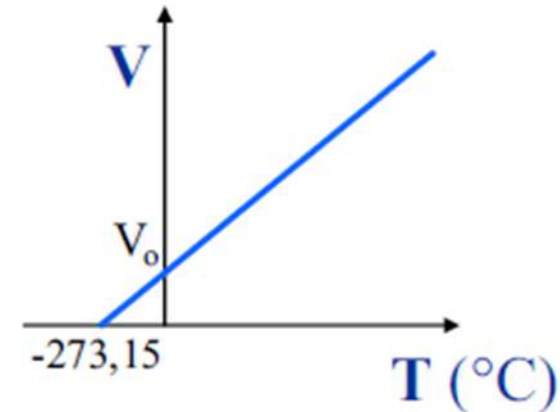
$$pV = \text{cost}$$



Legge di Charles o legge isobara

Sperimentalmente è stato trovato che un campione di gas, a «p» costante presenta un aumento di «V» pari a $1/273,15$ del suo volume a 0° (V_0) per ogni aumento di «T» di 1°

$$V(T) = V_0 + V_0/273,15 T$$

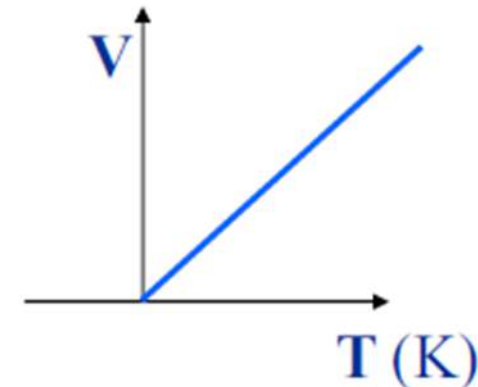


Introducendo la scala assoluta della «T»: $T(K) = T(^{\circ}C) + 273,15$

Esprimendo la «T» in «K» si ha:

$V(T) = V_0/273,15 T$ cioè

$$V = K T$$



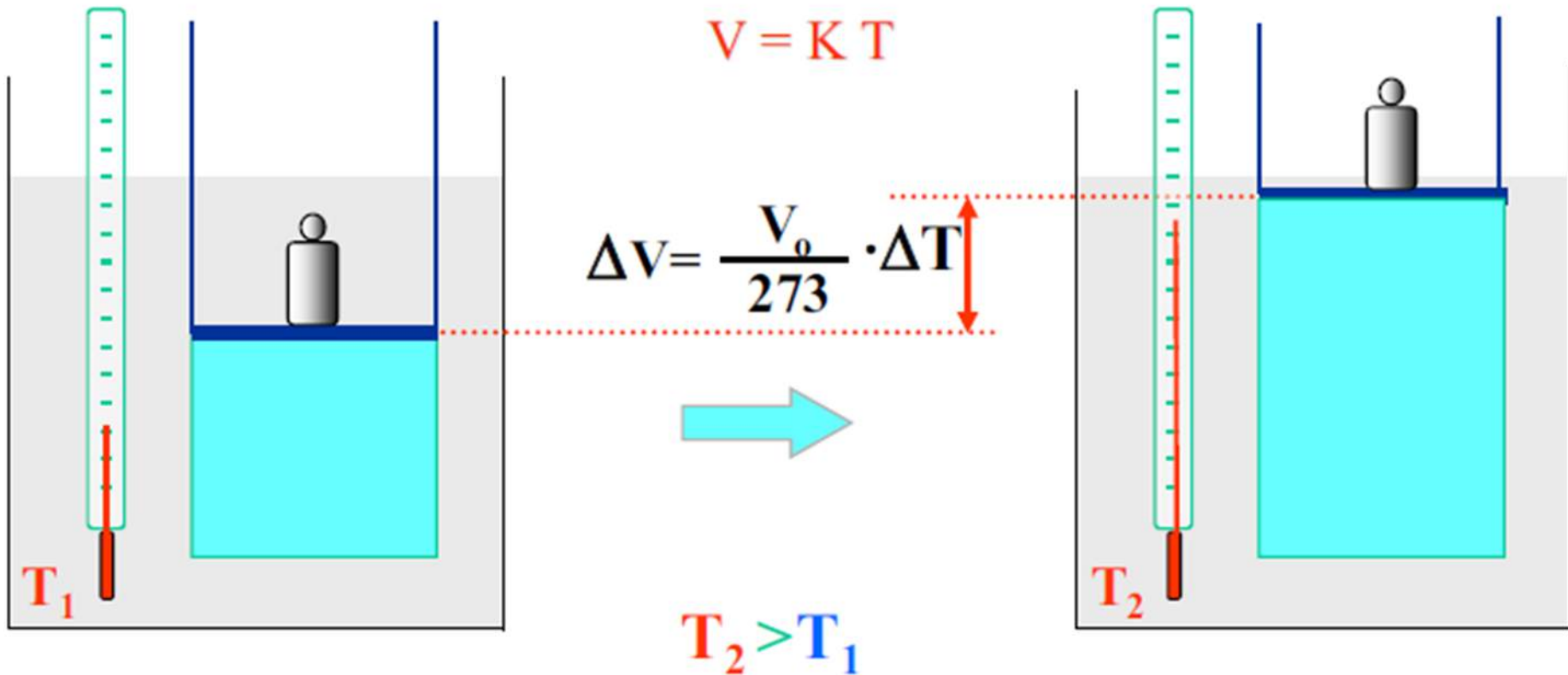
A pressione costante, per una data quantità di gas, il volume che questo occupa è direttamente proporzionale alla temperatura assoluta.

Legge di Charles o legge isobara

a p cost

$$V = K T$$

$$\Delta V = \frac{V_0}{273} \cdot \Delta T$$

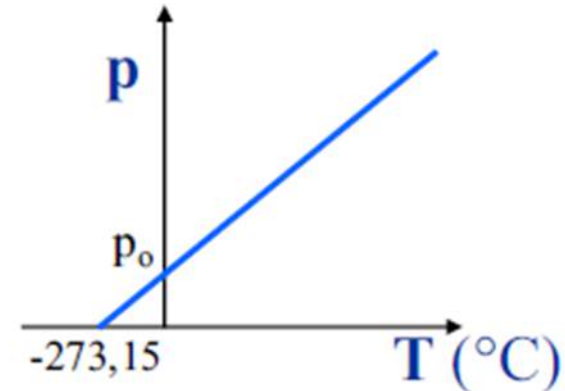


<http://www.youtube.com/watch?v=HYk0myXycrc>

Legge di Gay-Lussac o legge isocora

Sperimentalmente è stato trovato che un campione di gas, a «V» costante presenta un aumento di «p» pari a $1/273,15$ della sua «p» a 0° (p_0) per ogni aumento di «T» di 1°

$$p(T) = p_0 + p_0/273,15 T$$

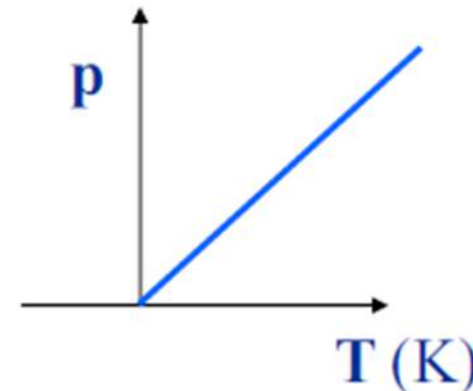


Introducendo la scala assoluta della «T»: $T(K) = T(^\circ C) + 273,15$

Esprimendo la «T» in «K» si ha:

$$p(T) = p_0/273,15 T \text{ cioè}$$

$$p = K T$$

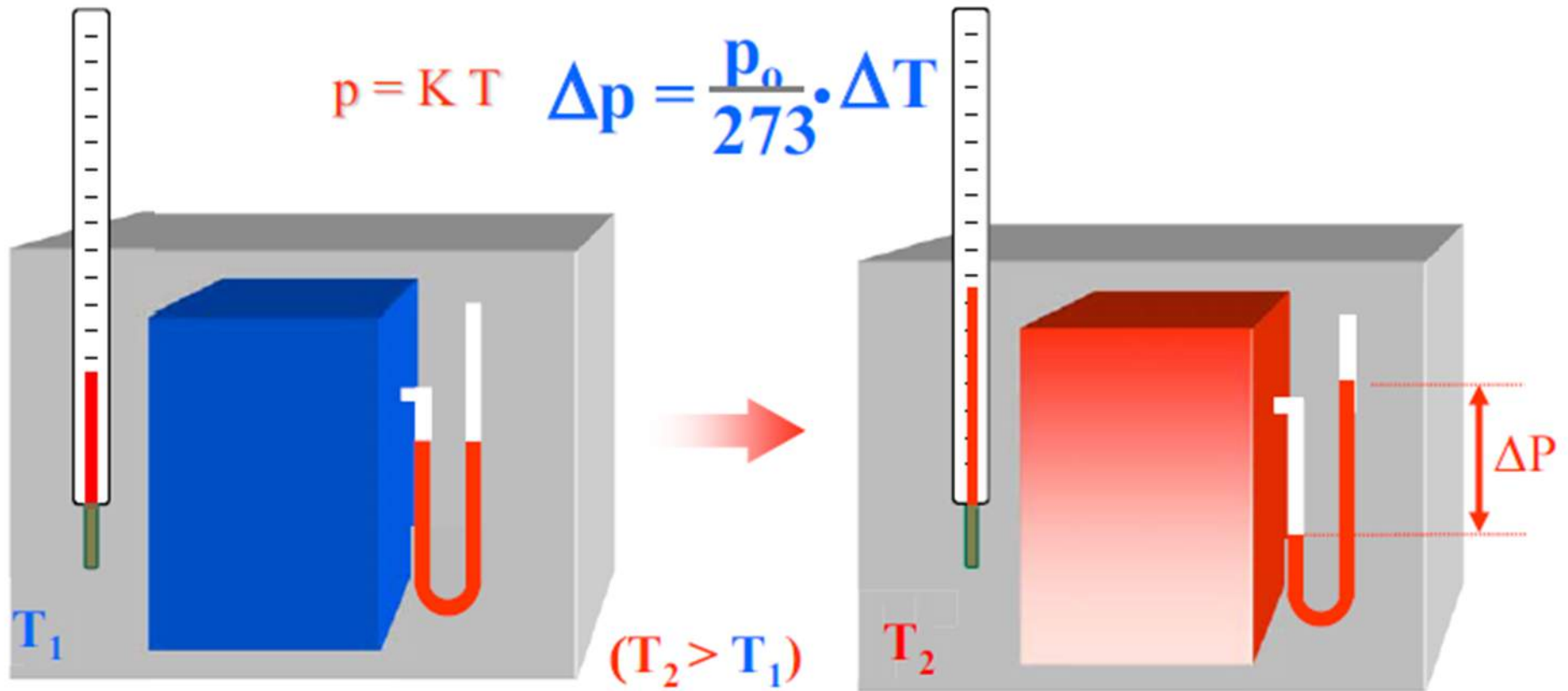


A volume costante, per una data quantità di gas, la pressione che questo esercita sulle pareti del recipiente è direttamente proporzionale alla temperatura assoluta.

Legge di Gay-Lussac o legge isocora

a V cost

$$p = K T \quad \Delta p = \frac{p_0}{273} \cdot \Delta T$$



Equazione di stato dei gas ideali

Le osservazioni sperimentali Boyle, Charles e Gay-Lussac possono essere riassunte in un' unica espressione:

l' equazione di stato dei gas ideali.

Si considerino n moli di un gas alla pressione $p_0 = 1 \text{ atm}$ e alla temperatura $T_0 = 273,15 \text{ K}$. Il volume V_0 sarà dato da $n V_m$

$$P = \text{cost e } T_0 \longrightarrow T \longrightarrow \begin{aligned} V' / T &= V_0 / T_0 \\ V' &= n V_m T / T_0 \end{aligned}$$

$$T = \text{cost e } p_0 \longrightarrow p \longrightarrow \begin{aligned} P V &= p_0 V' \\ P V &= \frac{p_0 V_m}{T_0} n T \end{aligned}$$

$$p_0, V_m \text{ e } T_0 \text{ sono quantità note e costanti} \longrightarrow p V = n R T$$

$$R = p_0 V_m / T_0 \quad \text{R: costante universale dei gas}$$

Equazione di stato dei gas ideali

$$P V = n R T$$

L'equazione è valida per tutti i gas nelle condizioni di comportamento ideale. Possono considerarsi tali, condizioni di bassa p e alta T

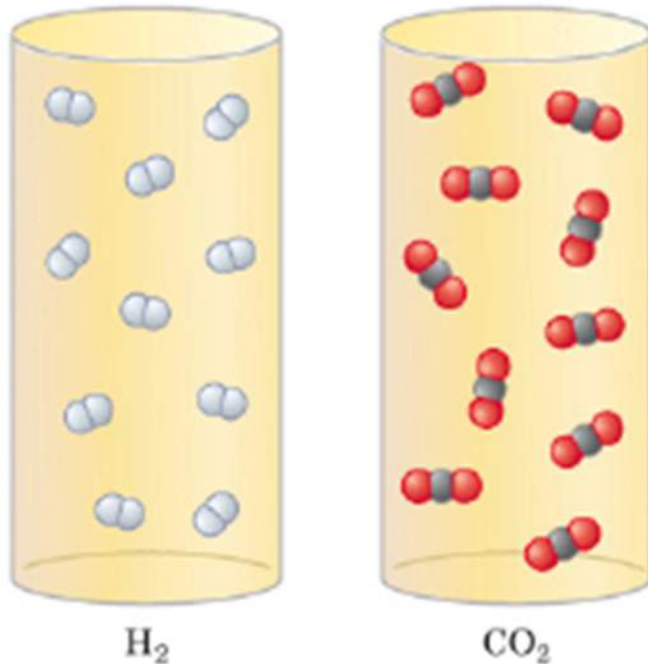
N.B. Anche le leggi di Boyle, Charles e Gay-Lussac valgono per gas con comportamento ideale

Il valore della costante R dipende dalle unità di misura che si scelgono per la p e il V:

$$R = 0,0821 \text{ atm l K}^{-1} \text{ mol}^{-1}$$

$$R = 8,31 \text{ J K}^{-1} \text{ mol}^{-1}$$

Il principio di AVOGADRO



T, p e V sono uguali in entrambi i contenitori.

Due taniche di gas di uguale volume alla stessa temperatura e pressione, contengono lo stesso numero di molecole.

Nelle stesse condizioni di T e di P, volumi uguali di gas, contengono lo stesso numero di molecole



Il volume occupato da una mole (volume molare) deve essere uguale per qualsiasi gas.

Misure sperimentali dimostrano che una mole di qualsiasi gas occupa, a 0° e a 1 atm, un volume pari a 22,41 litri (volume molare).

Le condizioni $T = 0^\circ$ e $p = 1$ atm sono definite condizioni standard.

Miscela di gas

- La **pressione parziale** di un gas in una miscela è la pressione che esso eserciterebbe nelle stesse condizioni se occupasse da solo il medesimo contenitore.
- **La legge di Dalton, o delle pressioni parziali:** la pressione totale di una miscela di gas è data dalla somma delle pressioni parziali dei singoli componenti gassosi di questa.
- La pressione parziale, P_a di un gas A dipende dal numero di moli di tale gas, n_A , presenti, dalla temperatura e dal volume totale occupato dalla miscela;

$$P_a = \frac{n_A R T}{V}$$

- Per **frazione molare:** il numero di moli di una sostanza espresso come frazione rispetto al numero totale di moli di tutte le sostanze che si trovano nella miscela stessa.

Teoria cinetica dei gas

Si tratta di un modello proposto su scala microscopica per rendere conto delle proprietà osservate macroscopicamente:

- 1) le molecole dei gas sono in continuo movimento caotico e sono dotate di una certa velocità ed energia cinetica;
- 2) le particelle sono trattate come masse puntiformi (non occupano cioè un volume proprio significativo);
- 3) le molecole non subiscono forze di interazione reciproca

Con questo semplice modello microscopico è possibile spiegare il comportamento dei gas osservato su scala macroscopica. In particolare alcune funzioni di stato macroscopiche sono relazionate alle proprietà microscopiche delle molecole

TEMPERATURA \Leftrightarrow energia cinetica delle molecole (velocità)

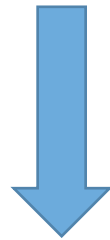
PRESSIONE \Leftrightarrow frequenza degli urti delle molecole gassose sulle pareti del recipiente

Gas reali

Il modello di gas considerato nella teoria cinetica corrisponde a quello di **gas ideale**: volume trascurabile delle molecole (molecole puntiformi) e forze intermolecolari assenti.

Il comportamento di un gas reale è approssimabile a quello ideale solo a basse p e ad elevate T.

Per un **gas reale**, le molecole hanno una dimensione finita ed esistono, anche se deboli, delle forze attrattive intermolecolari.



Equazione di Stato per un gas reale $(p + \frac{a}{V^2})(V - b) = R T$ dove

b = covolume (V del gas)

a = cost.

$\frac{a}{V^2}$ = tiene conto delle forze intermolecolari

STATO LIQUIDO

Energia attrattiva intermolecolare paragonabile all' energia cinetica delle molecole ma comunque più rilevante



Le molecole si dispongono in modo da lasciare poco spazio vuoto, ma non presentano la disposizione spaziale ordinata caratteristica dei solidi

Relativa mobilità delle molecole ma la distanza media intermolecolare si conserva

Le forze intermolecolari determinano la viscosità di un liquido

Volume proprio e forma del recipiente

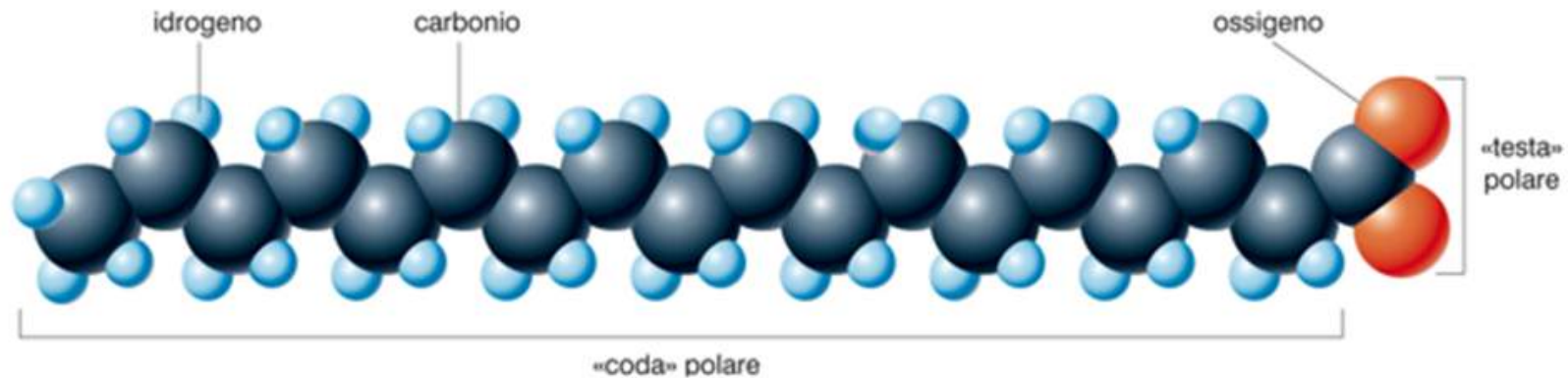
Maggiore volatilità dei solidi → evaporazione

Le proprietà intensive dello stato liquido

La **tensione superficiale** di un liquido è l'energia necessaria per far aumentare di un' unità la sua area superficiale.

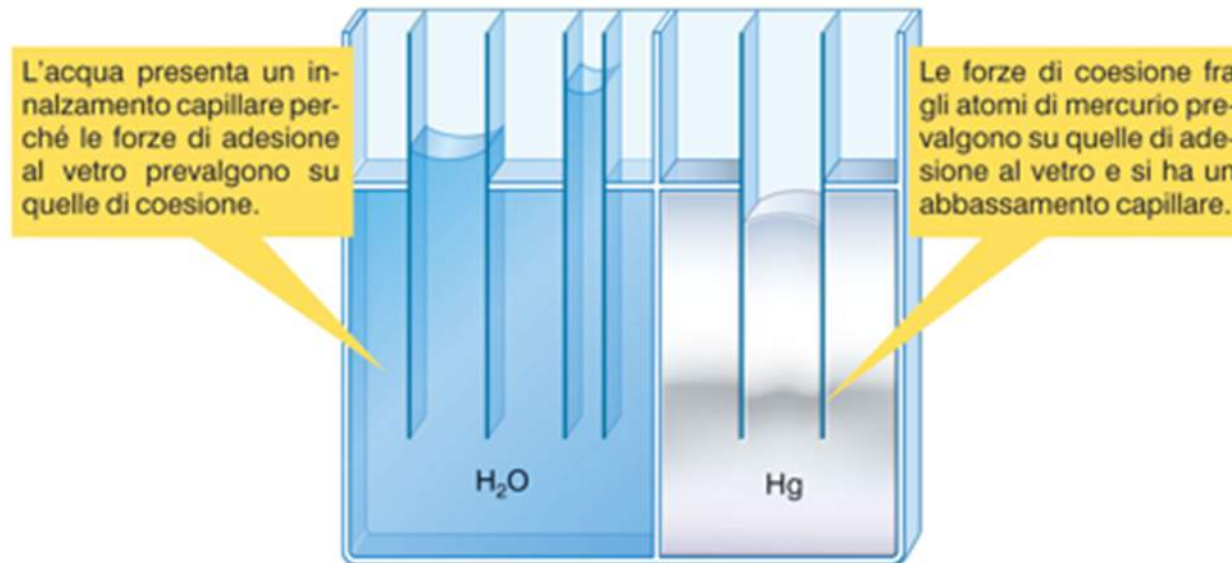
La tensione superficiale diminuisce all'aumentare della temperatura perché l'agitazione termica delle molecole attenua i legami intermolecolari.

La presenza di tensioattivi diminuisce la tensione superficiale.



Le proprietà intensive dello stato liquido

La **capillarità** è un fenomeno che provoca l'innalzamento o l'abbassamento del livello di un liquido all'interno di un capillare.



La **viscosità** è la resistenza dovuta alla forza di attrazione intermolecolare tra le lamine che i fluidi oppongono allo scorrimento.

Le proprietà intensive dello stato liquido

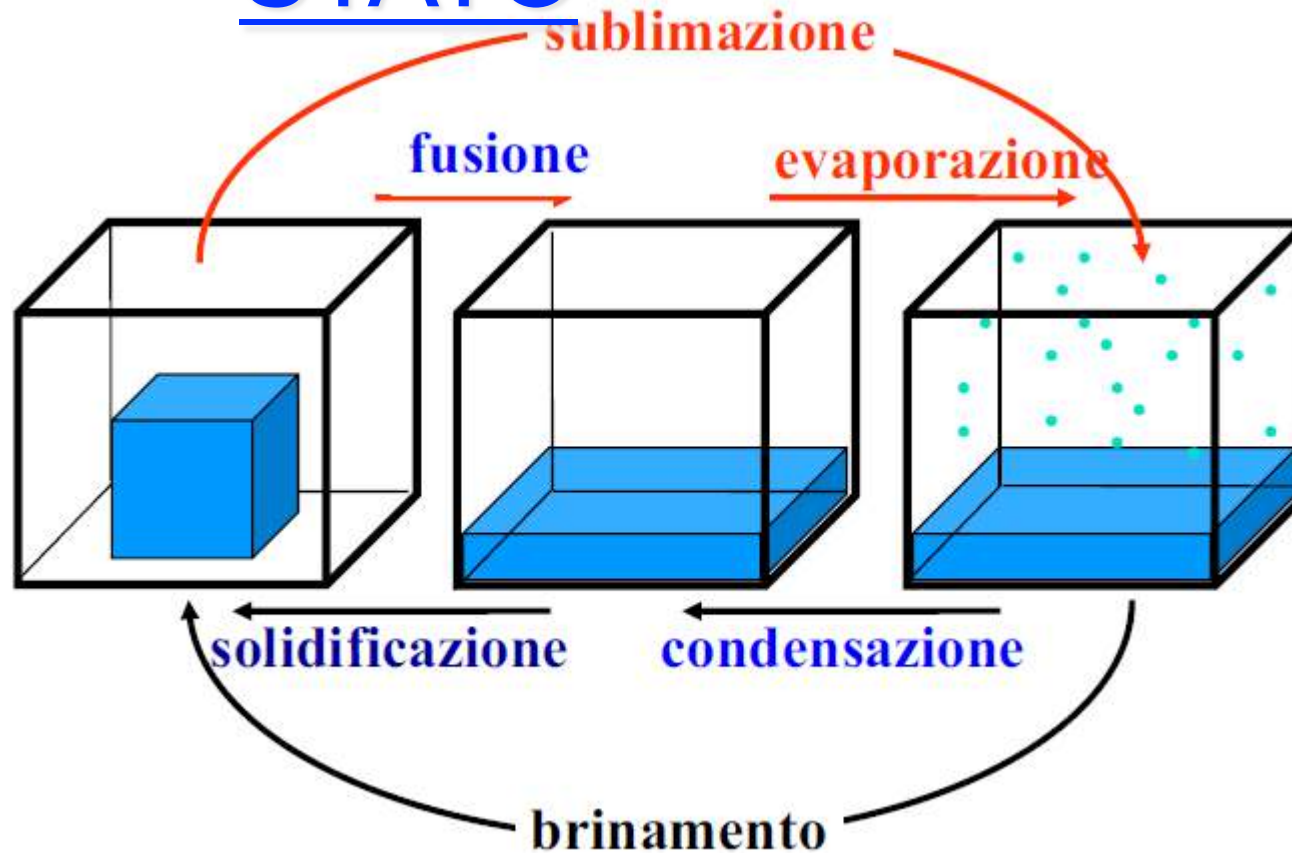
La **tensione di vapore** è la pressione esercitata dalle molecole che evaporano da un liquido in un recipiente chiuso quando velocità di evaporazione e di condensazione si uguagliano.

La **tensione di vapore** è tanto più alta quanto più è elevata la temperatura.

A parità di temperatura, la facilità con cui le molecole sfuggono dal proprio liquido dipende dall'intensità delle loro forze attrattive.

I liquidi che hanno un'elevata tensione di vapore si dicono **volatili**.

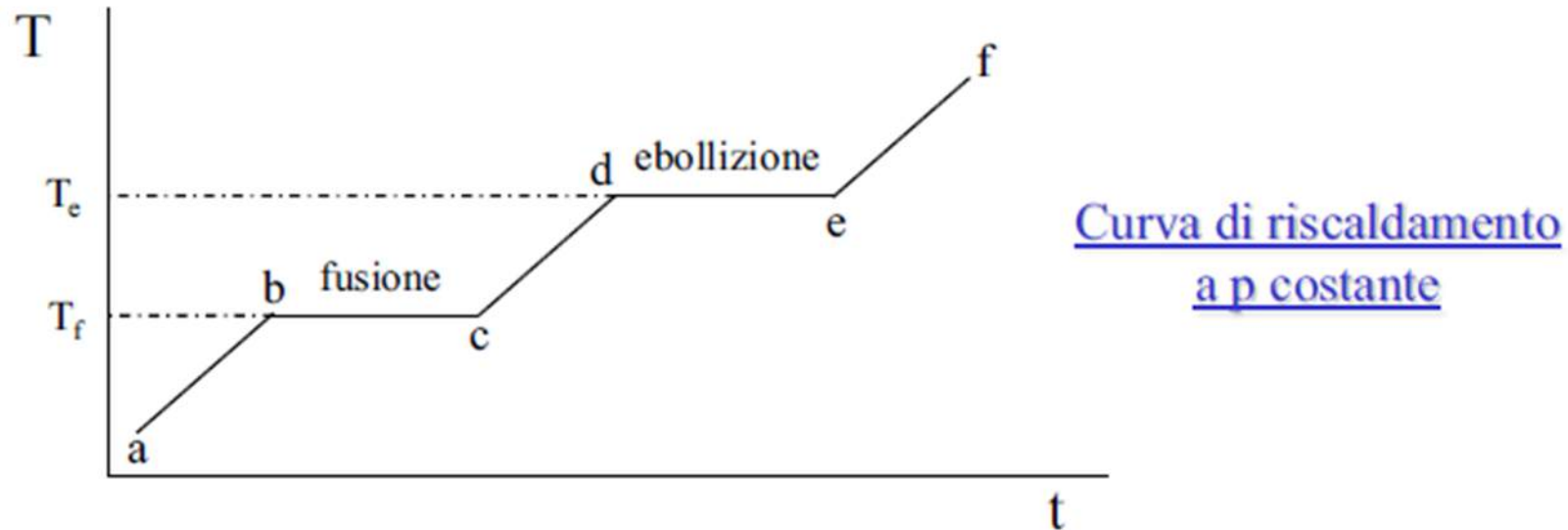
PASSAGGI DI STATO



<http://www.youtube.com/watch?v=rC3CloIZHtA>

<http://www.youtube.com/watch?v=oRRnw53MRr0>

PASSAGGI DI STATO: Curve di riscaldamento



Tratto a-b: la quantità di «E» fornita al sistema si traduce in un aumento dell' energia cinetica delle molecole del solido ➡ aumento della «T» del sistema.

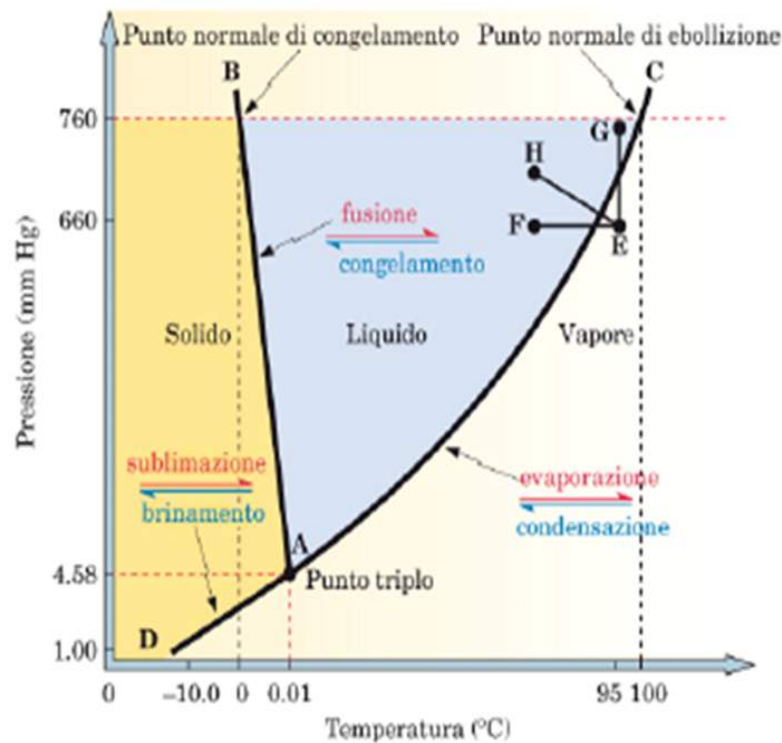
Tratto b-c: al raggiungimento della «T_f», il movimento delle particelle intorno alle posizioni del reticolo, diventa sufficiente a rompere la regolarità di impacchettamento del solido ➡ FUSIONE. La «T» resta costante: l' «E» fornita in questo tratto (calore latente di fusione) viene utilizzata per portare le particelle nelle posizioni disordinate dello stato liquido.

Tratto c-d: la quantità di «E» fornita al sistema si traduce nuovamente in un aumento dell' energia cinetica delle molecole del liquido ➡ aumento della «T» del sistema.

Tratto d-e: al raggiungimento della «T_e», l' «E» termica fornita (calore latente di ebollizione) viene utilizzata per evaporare tutta la massa di liquido ➡ EBOLLIZIONE. La «T» resta costante fino al termine del processo.

PASSAGGI DI STATO: Diagrammi di stato

Il diagramma di stato di una sostanza è una rappresentazione grafica dei diversi stati di aggregazione della sostanza in funzione della «p» e della «T». Permette di seguire le trasformazioni che la sostanza subisce al variare delle condizioni esterne.



- 3 zone corrispondenti alle regioni di stabilità dei 3 stati di aggregazione della sostanza

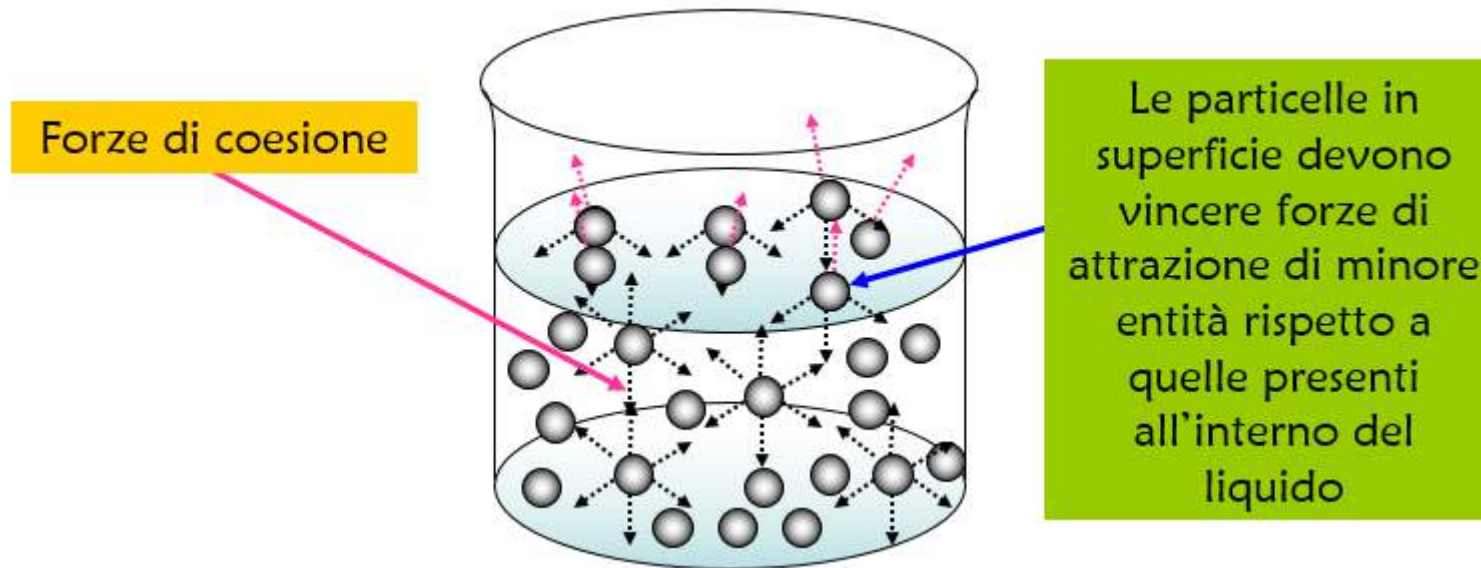
- Le linee che separano le 3 regioni sono le curve di equilibrio: coppie di valori p/T in corrispondenza delle quali si ha passaggio di stato e quindi coesistenza di 2 fasi.

- Il punto di incontro delle 3 linee è il PUNTO TRIPLO, in cui si ha equilibrio tra tutte e 3 le fasi.

Diagramma di fase dell' acqua

L' evaporazione

L' evaporazione è un fenomeno che riguarda solo la superficie del liquido, le particelle sufficientemente veloci possono vincere le forze di attrazione che le legano alle altre particelle e diventare vapore.



L' evaporazione è favorita dall' aumento della superficie del liquido, dalla ventilazione, dall' incremento della temperatura. La velocità con cui il liquido evapora è diversa da liquido a liquido. Se il recipiente è aperto il liquido si raffredda e cala di livello.

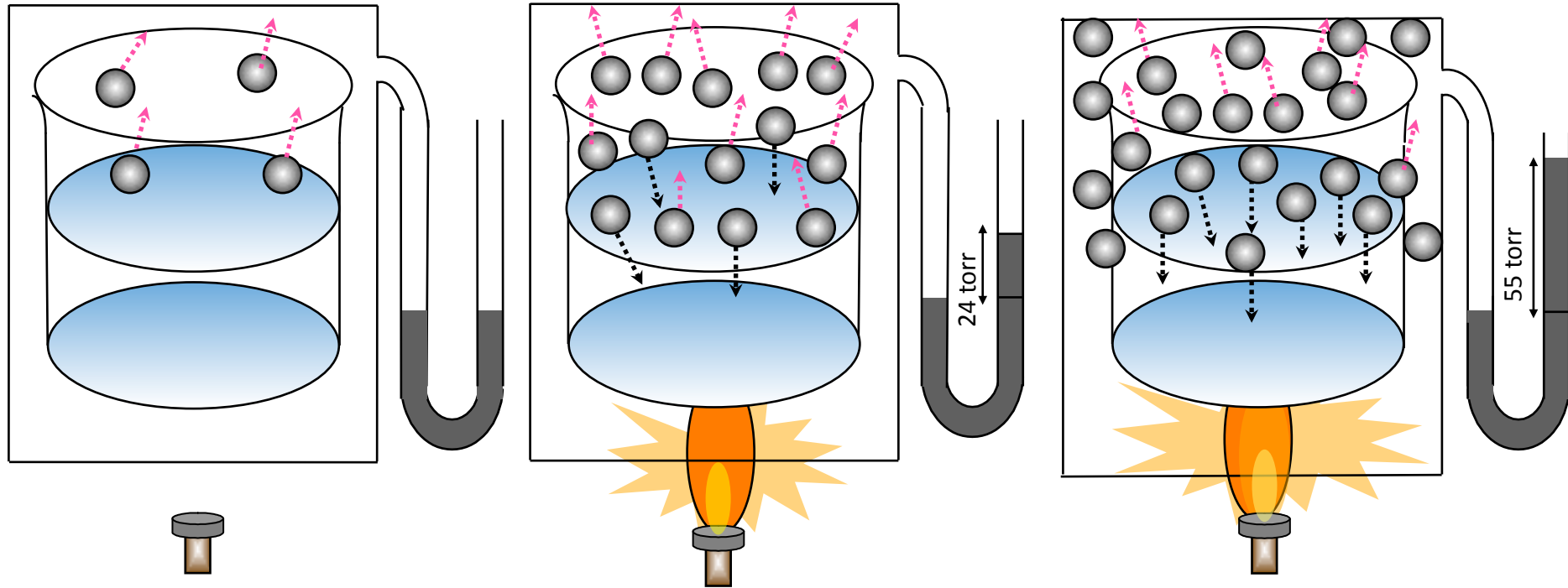
Virt&I-Comm.5.2014.6

La tensione di vapore

Situazione iniziale

Equilibrio a 25°C

Equilibrio a 40°C



In un recipiente chiuso, le particelle di vapore si concentrano sempre più nello spazio sovrastante il liquido, opponendosi all'evaporazione e favorendo la condensazione: la velocità di evaporazione gradualmente diminuisce, quella di condensazione aumenta, finché diventano uguali; si è raggiunto uno stato di equilibrio dinamico, cioè il numero di particelle che evaporano è uguale al numero di particelle che condensano in un dato intervallo di tempo, e il vapore viene definito saturo. Si chiama tensione di vapore la pressione esercitata dal vapore saturo sul proprio liquido.

Ebollizione

Prende nome di ebollizione la vaporizzazione che avviene in ogni punto del liquido, quando la tensione di vapore eguaglia la pressione esterna.

Il punto di ebollizione normale di un liquido è la temperatura alla quale la sua tensione di vapore è pari ad una atmosfera.

A una data pressione, l'ebollizione di ogni liquido avviene ad una temperatura caratteristica e costante che prende il nome di punto di ebollizione (o temperatura di ebollizione).

I liquidi più volatili dell'acqua come l'alcol etilico e l'etere etilico, hanno un punto di ebollizione normale minore di quello dell'acqua, perché la loro tensione di vapore raggiunge il valore di un'atmosfera a temperature inferiori a 100°C.

Ebollizione

L'acqua bolle a 100°C perché, a tale temperatura, la tensione di vapore dell'acqua diventa pari a 1 atmosfera: in questa situazione la pressione esterna non riesce più a schiacciare le bolle di vapore che si originano dentro il liquido, che così comincia a bollire

