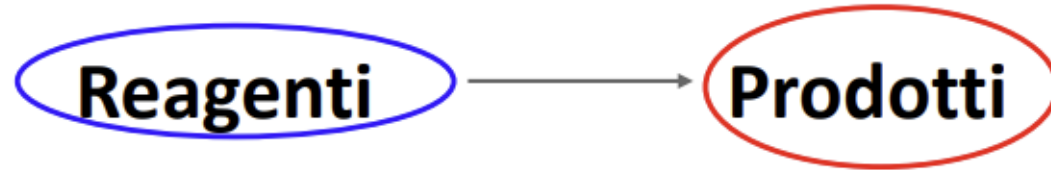


Le reazioni chimiche

Una **reazione chimica** è un processo attraverso il quale una o più specie chimiche (atomi, molecole o ioni), dette **reagenti**, si trasformano in altre specie, dette **prodotti** di reazione.

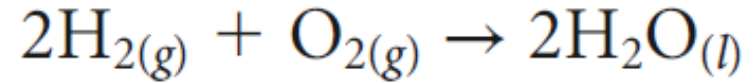


Le trasformazioni chimiche possono presentare alcuni cambiamenti caratteristici:

- formazione di bollicine;
- variazione di colore;
- formazione o scomparsa di un solido;
- liberazione di prodotti gassosi profumati o maleodoranti;
- riscaldamento (reazione **esotermica**) o raffreddamento (reazione **endotermica**) del recipiente in cui avviene la reazione.

Equazioni di reazione e bilanciamento

Le reazioni chimiche si rappresentano attraverso le **equazioni chimiche**.



I **reagenti** e i **prodotti** devono essere già noti: l'equazione non è un modo di ricavare le formule dei prodotti.

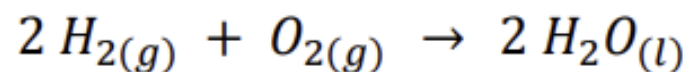
Per scrivere un'equazione correttamente si deve:

1. stabilire quali sono i reagenti e i prodotti (nomi e classi di appartenenza)
2. scrivere le formule corrette di reagenti e prodotti
3. bilanciare la reazione, inserendo i *coefficienti stechiometrici* davanti alla formula di ogni composto.

Il segno \rightarrow in una equazione chimica indica che il processo avviene fino al consumo totale di almeno uno dei reagenti. La reazione si dice **completa**.

Il segno \rightleftharpoons indica una reazione **all'equilibrio**, cioè una reazione in cui reagenti e prodotti non vengono consumati completamente.

Le equazioni chimiche possono indicare anche lo stato di aggregazione delle specie coinvolte nella reazione:



Stati di aggregazione:

(g) = gas,

(l) = liquido,

(s) = solido,

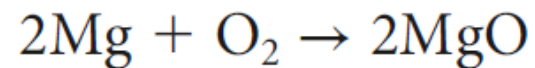
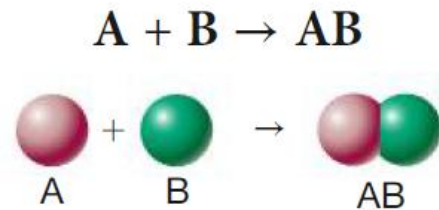
(solv) = solvatato,

(aq) = in soluzione acquosa.

Possono essere presenti anche i segni: \downarrow che indica che una specie lascia il sistema di reazione perché precipita dalla soluzione, e \uparrow che indica che una specie lascia il sistema di reazione nella forma di gas.

I vari tipi di reazione

Nelle **reazioni di sintesi**, da due o più reagenti si ottiene un solo prodotto.

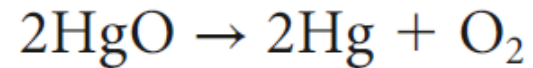
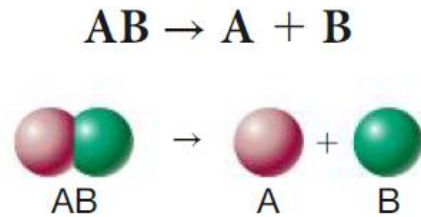


Molte delle reazioni in cui un elemento si combina con l'ossigeno sono reazioni di **combustione**

La reazione di molti metalli con l'ossigeno porta alla **corrosione** del metallo stesso.

I vari tipi di reazione

Nelle **reazioni di decomposizione**, da un unico reagente si ottengono due o più prodotti.



Le reazioni più significative liberano O_2 o CO_2 .

Sono favorite dal riscaldamento.

I vari tipi di reazione

La sintesi di MgO ,
mediante
combustione del
magnesio con
l'ossigeno.

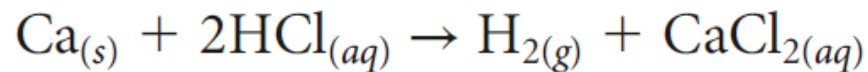
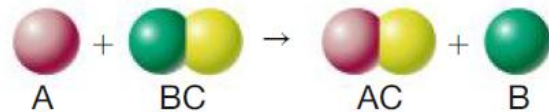
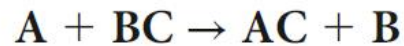


La decomposizione di
 HgO , innescata dal
riscaldamento della
provetta sulla fiamma
del bunsen.

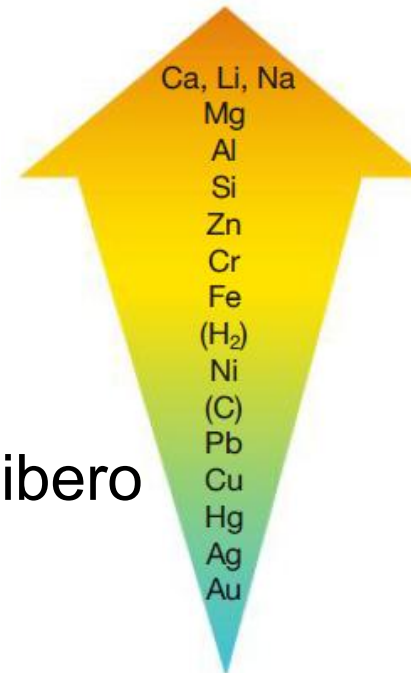


I vari tipi di reazione

Nelle **reazioni di scambio semplice**, un elemento libero sostituisce uno degli elementi del composto.

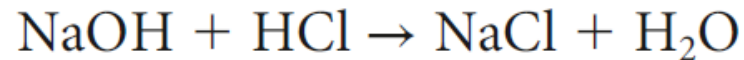
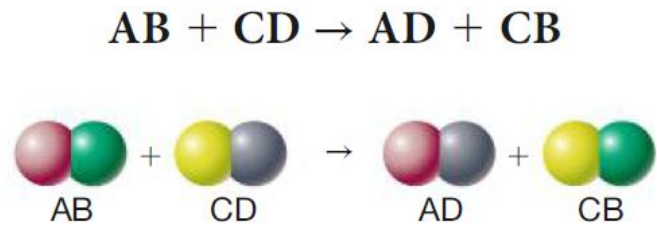


Perché avvenga ciò, occorre che l'elemento libero (A) sia più reattivo di quello che deve essere spostato (B).



I vari tipi di reazione

Nelle **reazioni di doppio scambio**, i due reagenti si scambiano gli ioni.

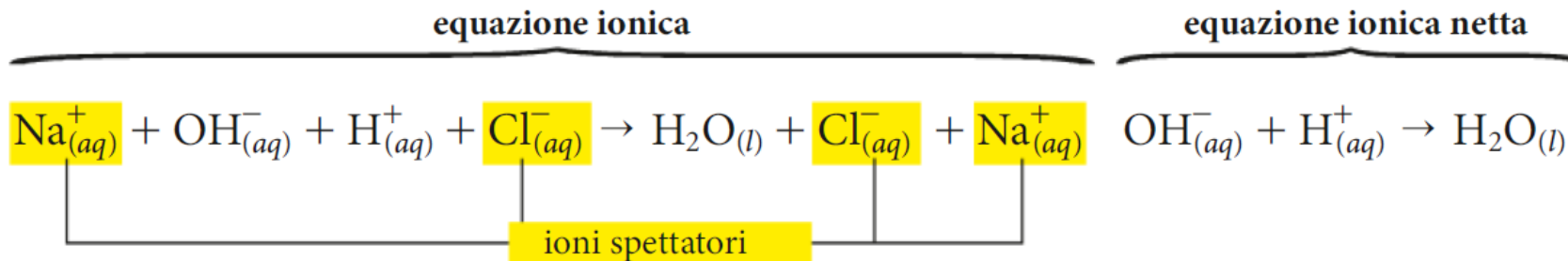


Queste reazioni sono caratterizzate dalla formazione di gas, di composti molecolari (come l'acqua) o di solidi poco solubili (precipitati).

I vari tipi di reazione

Le reazioni di doppio scambio più significative, che portano alla formazione di acqua, sono le *reazioni acido-base*, anche note con il nome di **reazioni di neutralizzazione**.

Possiamo rappresentare la reazione con un'**equazione ionica**. L'equazione semplificata è chiamata **equazione ionica netta**, mentre gli ioni che non partecipano alla trasformazione sono detti **ioni spettatori**.



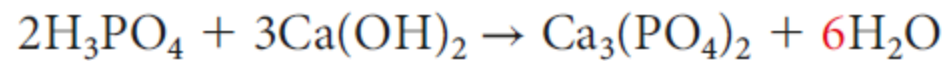
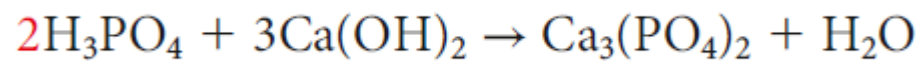
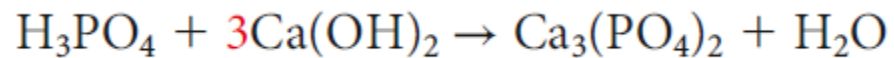
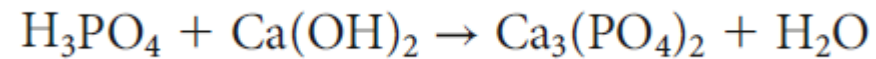
BILANCIARE UNA REAZIONE

Per **bilanciare** una reazione (senza variazione del numero di ossidazione) si seguono le seguenti regole:

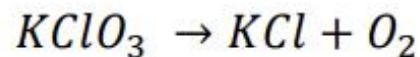
1. **metalli e non metalli (diversi da ossigeno e idrogeno)**
2. **ioni poliatomici che compaiono in entrambi i lati**
3. **atomi di idrogeno e ossigeno.**

Per le reazioni in forma ionica, è necessario considerare anche il **bilanciamento delle cariche**: la carica complessiva tra i reagenti deve essere pari alla carica complessiva tra i prodotti.

Un'equazione chimica bilanciata rispetta la **legge di conservazione della massa**.



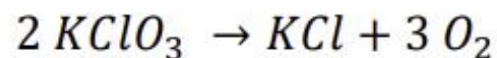
Un esempio di bilanciamento di reazioni:



1 atomo di K tra i reagenti, 1 atomo di K tra i prodotti

1 atomo di Cl tra i reagenti, 1 atomo di Cl tra i prodotti

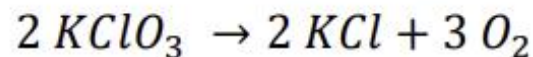
3 atomi di O tra i reagenti, ma 2 atomi di ossigeno tra i prodotti



6 atomi di O tra i reagenti, 6 atomi di ossigeno tra i prodotti

2 atomi di K tra i reagenti, 1 atomo di K tra i prodotti

2 atomi di Cl tra i reagenti, 1 atomo di Cl tra i prodotti

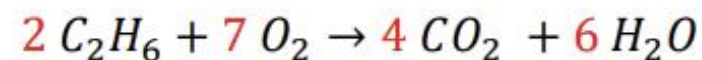
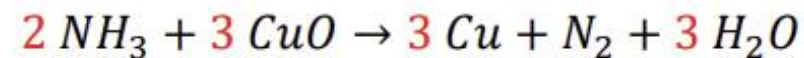
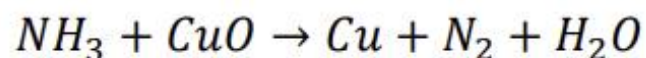
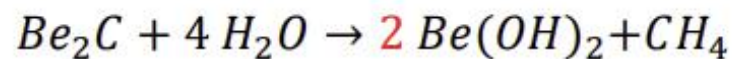
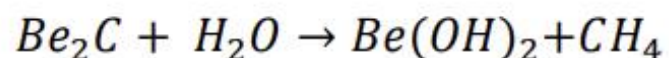


6 atomi di O tra i reagenti, 6 atomi di ossigeno tra i prodotti

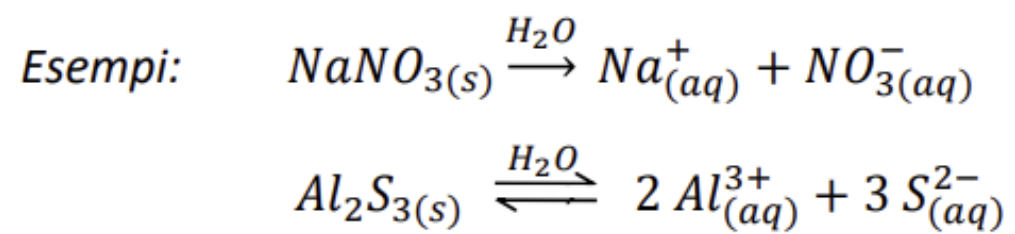
2 atomi di K tra i reagenti, 2 atomi di K tra i prodotti

2 atomi di Cl tra i reagenti, 2 atomi di Cl tra i prodotti

Altri esempi:



Per indicare il ruolo del solvente in una reazione, questo può essere indicato sopra la freccia che indica il procedere della reazione



I calcoli stechiometrici

Per calcolare le masse dei prodotti che si otterranno a partire da determinate quantità di reagenti dobbiamo:

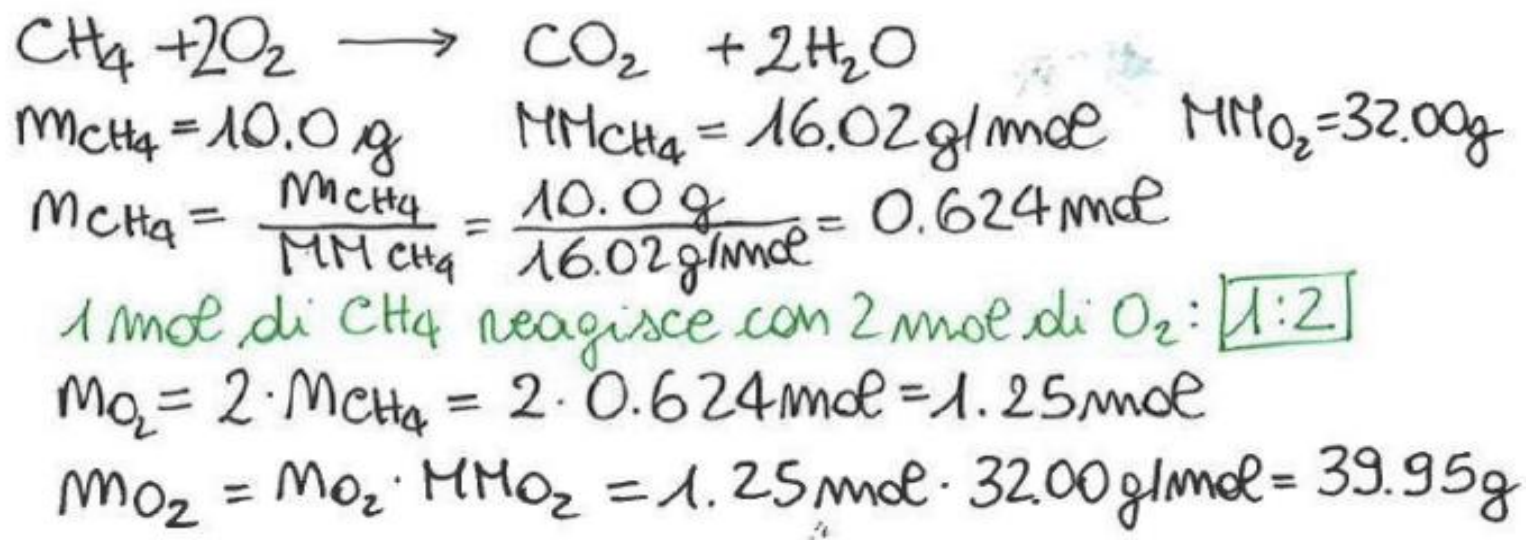
1. scrivere la reazione bilanciata
2. determinare le masse molari dei composti
3. calcolare il numero di moli dei reagenti
4. calcolare il numero di moli dei prodotti
5. a partire dalla massa molare e dal numero di moli, calcolare la massa dei prodotti.

Relazioni ponderali in una reazione chimica

I coefficienti stechiometrici di una reazione bilanciata rappresentano le moli di reagenti che si combinano tra loro, per dare le moli di prodotti indicate dai coefficienti stechiometrici dei prodotti.

Conoscendo le masse molari di reagenti e prodotti, possiamo calcolare anche la massa di ciascuna delle sostanze che reagiscono.

Ad esempio: Quanto ossigeno reagisce con 10.0 g di gas metano (CH₄) per produrre diossido di carbonio e acqua?



Esempio:

Il litio metallico reagisce con l'acqua per dare idrossido di litio e idrogeno molecolare. Scrivere la reazione bilanciata e calcolare la massa di acqua che viene consumata da 7.0 g di litio e le masse di idrogeno e idrossido di litio che vengono prodotte.



$$m_{\text{Li}} = 7.0 \text{ g} \quad MM_{\text{Li}} = 6.94 \text{ g/mol} \quad MM_{\text{H}_2\text{O}} = 18.02 \text{ g/mol}$$

$$MM_{\text{H}_2} = 2.02 \text{ g/mol} \quad MM_{\text{LiOH}} = 23.95 \text{ g/mol}$$

$$n_{\text{Li}} = \frac{m_{\text{Li}}}{MM_{\text{Li}}} = \frac{7.0 \text{ g}}{6.94 \text{ g/mol}} = 1.0 \text{ mol}$$

Rapporto stechiometrico $\text{Li} : \text{H}_2\text{O} = 1 : 1$

$$m_{\text{H}_2\text{O}} = n_{\text{Li}} = 1.0 \text{ mol} \quad m_{\text{H}_2\text{O}} = n_{\text{H}_2\text{O}} \cdot MM_{\text{H}_2\text{O}} = 18 \text{ g}$$

Rapporto stechiometrico $\text{Li} : \text{LiOH} = 1 : 1$

$$m_{\text{LiOH}} = n_{\text{Li}} = 1.0 \text{ mol} \quad m_{\text{LiOH}} = n_{\text{LiOH}} \cdot MM_{\text{LiOH}} = 24 \text{ g}$$

Rapporto stechiometrico $\text{Li} : \text{H}_2 = 2 : 1$

$$m_{\text{H}_2} = \frac{m_{\text{Li}}}{2} = 0.50 \text{ mol} \quad m_{\text{H}_2} = n_{\text{H}_2} \cdot MM_{\text{H}_2} = 1.0 \text{ g}$$

Reagente limitante

Quando due composti reagiscono tra loro nelle quantità esattamente previste dalla stechiometria di reazione, al termine della reazione entrambi sono stati consumati. Si dice in questo caso che i composti sono in **quantità stechiometrica**.

In alcuni casi, tuttavia, un reagente è in quantità superiore all'altro. In questo caso il reagente che è in quantità stechiometrica inferiore (**reagente limitante**) viene consumato completamente prima dell'altro (**reagente in eccesso**).

Una volta consumato uno dei due reagenti, la reazione ha termine perchè non può continuare in assenza di entrambi i reagenti.

Per calcolare la quantità di prodotto che è possibile ottenere dobbiamo prima di tutto individuare qual è il reagente limitante e qual è il reagente in eccesso. **La quantità di prodotto che si forma dipende dalla quantità di reagente limitante presente.**

Il reagente limitante e la resa di una reazione

Si definisce **reagente limitante** quello disponibile in quantità inferiore rispetto alla quantità imposta dalla reazione stechiometrica. Quello presente in quantità maggiore è chiamato **reagente in eccesso**.

Il reagente limitante determina la **resa massima** della reazione, cioè la quantità di prodotto che si forma.

RESA DI UNA REAZIONE

Resa teorica-resa effettiva-resa percentuale

La **resa teorica** di un prodotto (R_t) è la quantità massima di quel prodotto che può essere ottenuta da una quantità di reagente in base alla stechiometria della reazione.

La **resa effettiva** (R_e) è la quantità di prodotto che si ottiene al termine della reazione.

La **resa percentuale** di un prodotto (R_p) è il rapporto tra la quantità di prodotto (in grammi o moli) effettivamente ottenuto (resa effettiva R_e) e quella massima ottenibile, in grammi o moli, (resa teorica R_t), espressa in percentuale:

$$R_p = (R_e / R_t) \times 100$$

Tale rapporto può essere calcolato introducendo nell'espressione le masse o le moli

Le reazioni di ossidoriduzione (o reazioni redox)

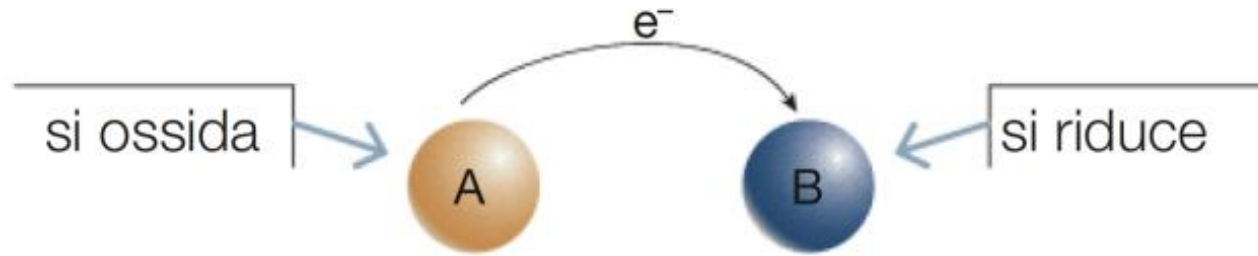
Le reazioni di ossidoriduzione o redox

L'**elettrochimica** studia la relazione tra fenomeni chimici e fenomeni elettrici.

Le sue applicazioni riguardano diversi sistemi e sono numerose:

- **processi biologici** come la fotosintesi
- l'estrazione, la lavorazione e la corrosione dei **metalli**
- la produzione di **elettricità** mediante reazioni chimiche
- le scorte di elettricità presenti nelle **pile**.

Le **reazioni di ossidoriduzione** o **redox** sono dei processi nei quali certi atomi A cedono elettroni ad altri atomi B che li acquistano.

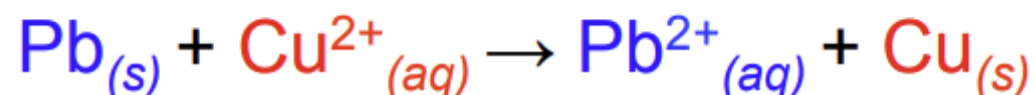


La cessione di elettroni è detta **ossidazione**: l'atomo A si ossida.

L'acquisto di elettroni è detto **riduzione**: l'atomo B si riduce.

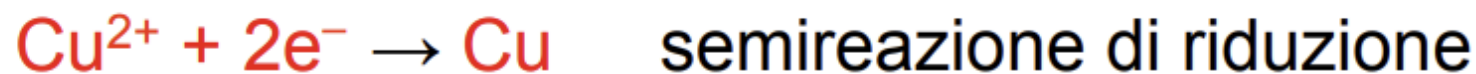
Ogni ossidazione è accompagnata dalla corrispondente riduzione. Per questo si parla di ossidoriduzione.

Per esempio nella reazione:



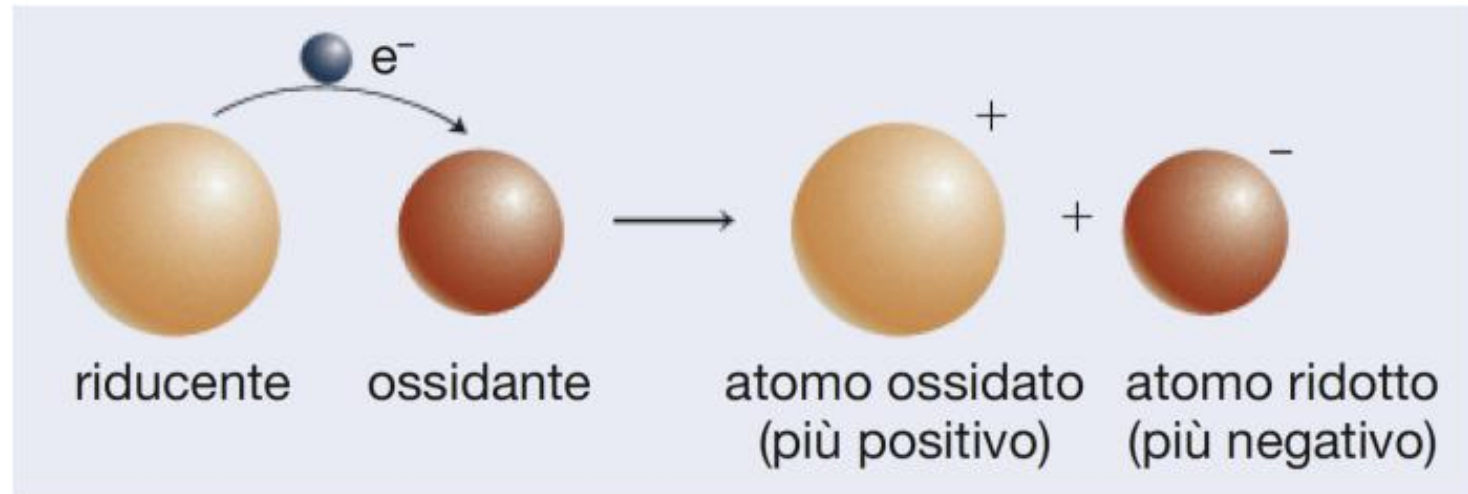
Il piombo ha ceduto elettroni, quindi si è ossidato, lo ione rame li ha acquistati e si è ridotto.

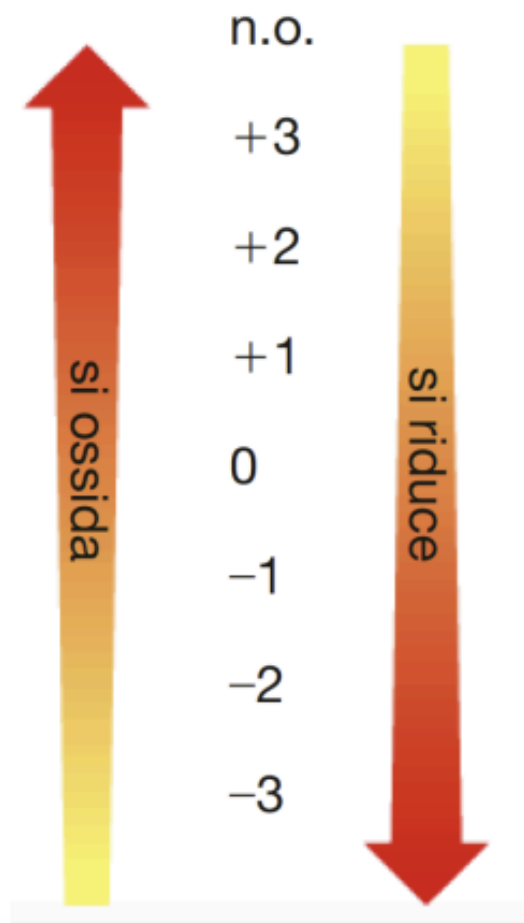
Per evidenziare il trasferimento di elettroni, l'equazione chimica si può dividere in due **semireazioni**:



In ogni redox la sostanza che si ossida provoca la riduzione di un altro reagente, perciò è detta **riducente**.

La specie che si riduce provocando l'ossidazione dell'altra si chiama **ossidante**.





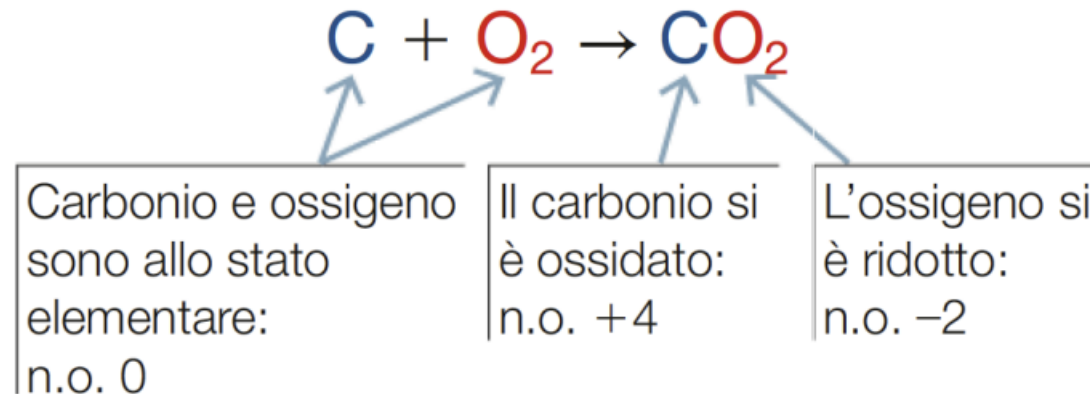
Un atomo si ossida quando il suo numero di ossidazione aumenta algebricamente. Un atomo si riduce se il suo n.o. cala.

Due specie chimiche che differiscono per il numero di ossidazione di un atomo costituiscono una **coppia di ossidoriduzione** o **coppia redox**. Per esempio Mg^{2+}/Mg .

Le reazioni di ossidoriduzione o redox

Ogni volta che si forma un ossido per reazione di un metallo o di un non metallo con l'ossigeno avviene una redox: l'ossigeno acquista elettroni dall'altro elemento.

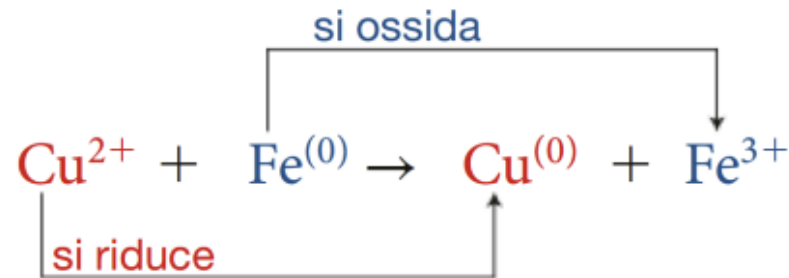
Anche la combustione è una reazione redox.



Per **bilanciare** una redox bisogna tener presente che il numero di elettroni ceduti dagli atomi che si ossidano deve essere uguale al numero di elettroni catturati dagli atomi che si riducono.

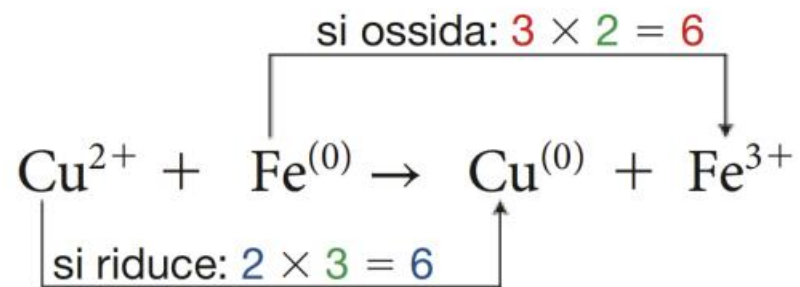
È necessario seguire alcune regole:

1. **Le formule.** Si scrivono le formule di tutti i reagenti e di tutti i prodotti.
2. **I numeri di ossidazione.** Si attribuiscono i n.o. a tutti gli atomi.
3. **Le coppie redox.** Si individuano le coppie redox e si uniscono con due frecce, sulle quali si scrive rispettivamente «si ossida» e «si riduce».

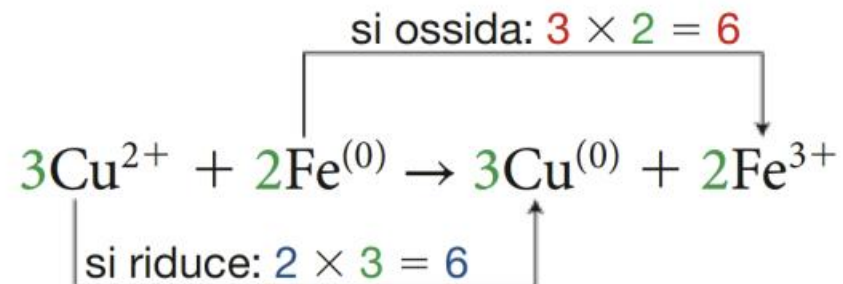


4. **Il numero di elettroni scambiati.** Si scrive su ciascuna freccia il numero di elettroni acquistati o ceduti.

5. **I coefficienti matematici.** Si moltiplicano i numeri degli elettroni scambiati per i coefficienti che, rispettivamente, danno lo stesso prodotto (minimo comune multiplo).



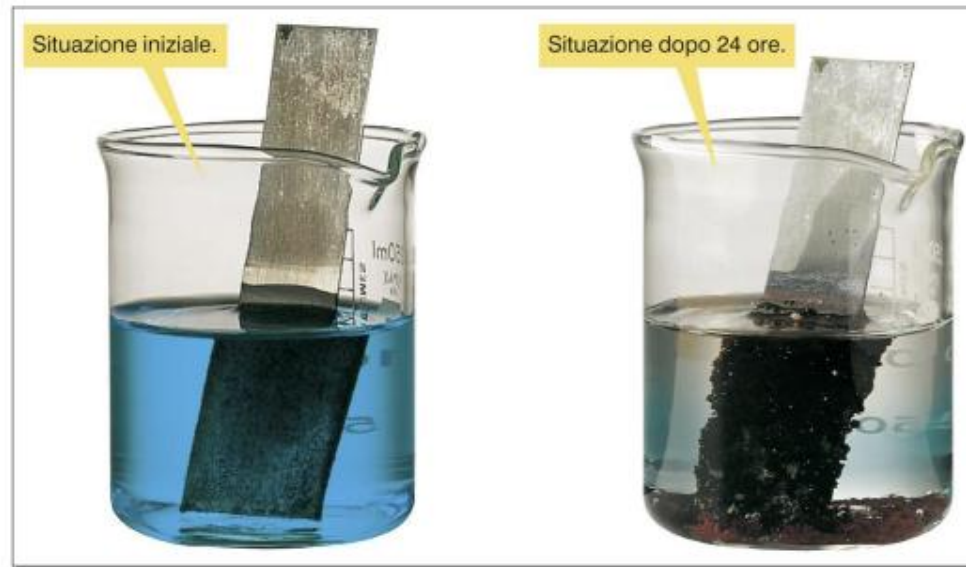
6. **I coefficienti stechiometrici.** Si trascrivono i coefficienti così trovati sull'equazione alle estremità delle rispettive frecce.



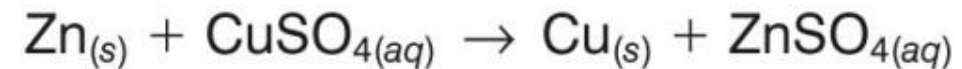
Reazioni chimiche: ossido-riduzioni

A temperatura ambiente, la reazione redox tra zinco metallico e solfato di rame in soluzione acquosa è praticamente completa.

Barretta di Zn metallico



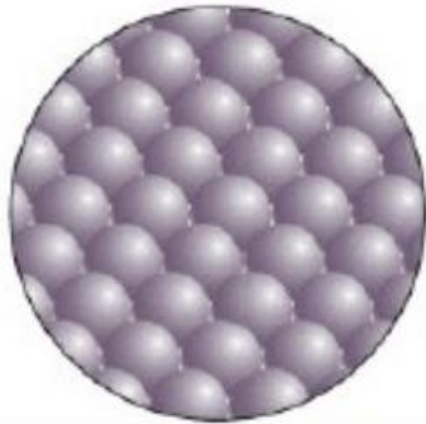
Soluzione di solfato di CuSO_4



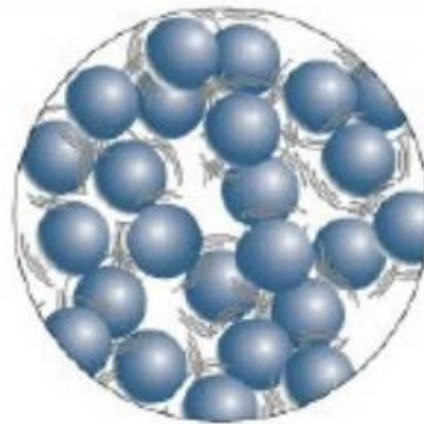
I solidi, i liquidi e gli aeriformi: le proprietà osservabili

Gli **stati fisici** o **di aggregazione** della materia sono tre:

solido



liquido



aeriforme



Lo stato gassoso

Lo studio dei gas nella storia

Nel 1630 fu usato per la prima volta il termine gas: Van Helmont che lo inventò, pensava però che non fosse possibile contenere un gas in un recipiente, perché aveva una natura e una composizione diversa dai liquidi e dai solidi.



Lo studio dei gas nella storia

Il primo scienziato a raccogliere una sostanza aeriforme fu Robert Boyle. Egli teorizzò che l'aria fosse costituita da microscopici corpuscoli in movimento capaci di legarsi tra loro per formare aggregati macroscopici.



Lo studio dei gas nella storia

Nonostante per molti secoli si sia creduto che l'aria fosse una sostanza elementare, essa è in realtà una miscela di gas composta soprattutto da ossigeno e azoto e da altri numerosi componenti.

Componente	Formula	Percentuale (sulle molecole totali)
azoto	N ₂	78,08
ossigeno	O ₂	20,95
argo	Ar	0,934
diossido di carbonio	CO ₂	0,0314
neon	Ne	0,00182
ammoniaca	NH ₃	0,001
elio	He	0,000524
metano	CH ₄	0,0002
cripton	Kr	0,000514
idrogeno	H ₂	0,00005

Proprietà dei gas

- Occupa tutto il volume disponibile
- Non ha forma propria nè volume proprio
 - Esercita una pressione sul recipiente
 - Può essere compresso facilmente
- Due gas diffondono facilmente uno nell'altro
 - Tutti i gas hanno basse densità ($d=m/V$)

Aria **0.0013 g/ml**

Acqua 1.00 g/ml

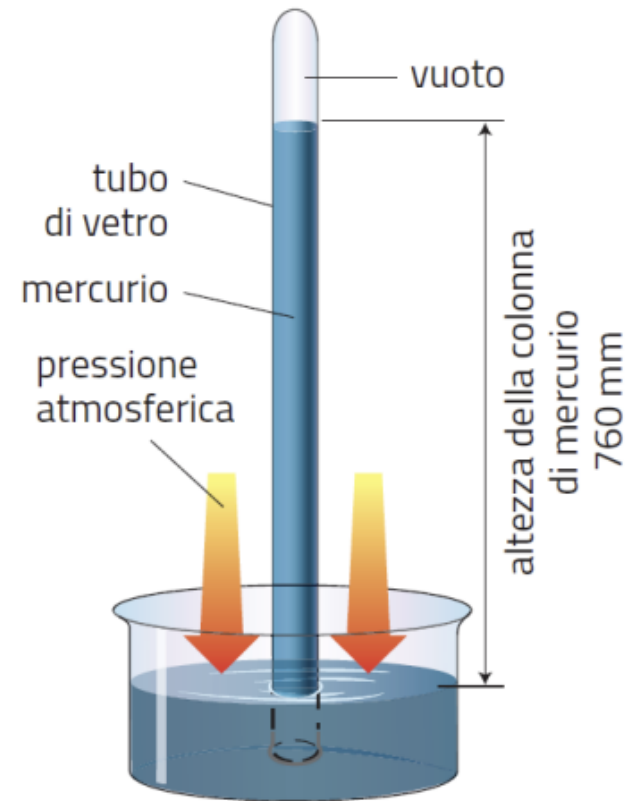
Ferro 7.9 g/ml

Volume, pressione e temperatura sono le variabili di stato di un gas

La **pressione di un gas** contenuto in un recipiente è il risultato delle collisioni delle particelle con le pareti del recipiente.

Storicamente l'unità di misura più utilizzata per la pressione è l'*atmosfera (atm)*, derivata dall'esperimento di Torricelli con una colonnina di mercurio, secondo cui

$$1 \text{ atm} = 760 \text{ mmHg}$$



Volume, pressione e temperatura sono le variabili di stato di un gas

Nel SI la pressione si esprime in **pascal (Pa)**:

$$1 \text{ Pa} = 1 \text{ N/m}^2$$

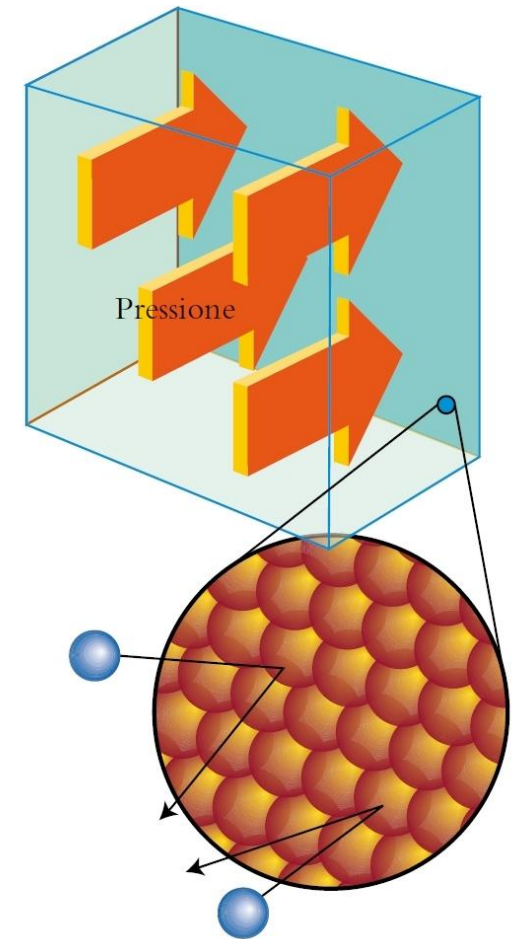
La corrispondenza tra atm e Pa è:

$$1 \text{ atm} = 101\,325 \text{ Pa}$$

La pressione può anche essere espressa in *bar*:

$$1 \text{ bar} = 100\,000 \text{ Pa}$$

Unità di misura	Simbolo	Definizione
pascal	Pa	$\text{Pa} = \text{N/m}^2$
kilopascal	kPa	$1 \text{ kPa} = 10^3 \text{ Pa}$
bar	bar	$1 \text{ bar} = 10^5 \text{ Pa}$
millibar	mbar	$1 \text{ mbar} = 10^{-3} \text{ bar}$
atmosfera	atm	$1 \text{ atm} = 101\,325 \text{ Pa} = 1013 \text{ mbar} = 101,325 \text{ kPa} = 1,013 \text{ bar}$
millimetro di mercurio	mmHg o Torr	$1 \text{ mmHg} = 1 \text{ Torr} = 133 \text{ Pa} = 1,33 \text{ mbar}$



La **pressione (P)** di un gas è definita come la forza (F) esercitata dal gas sulla superficie del recipiente che lo contiene, per unità di superficie (S):

$$P = \frac{F}{S}$$

Volume, pressione e temperatura sono le variabili di stato di un gas

La **temperatura di un gas** è un indice dell'energia cinetica media delle particelle che lo costituiscono.

Il valore della temperatura è fornito da una scala graduata: la più utilizzata è la scala **Celsius**, ma nel SI si adotta la scala **Kelvin**.

Nella scala Kelvin l'unità di misura è il **kelvin (K)**.

TI RICORDI?

Tra la temperatura (t) **Celsius** e la temperatura (T) in **kelvin** esistono le seguenti relazioni:
 $T = t + 273$ e $t = T - 273$.

Che cosa sono i gas ideali?

I gas reali manifestano un comportamento uniforme solo se sottoposti a *basse pressioni* (inferiori a 1 atm) e a *elevate temperature*.

In tali condizioni il comportamento si avvicina a quello di un ipotetico **gas ideale** o **perfetto**, costituito da particelle:

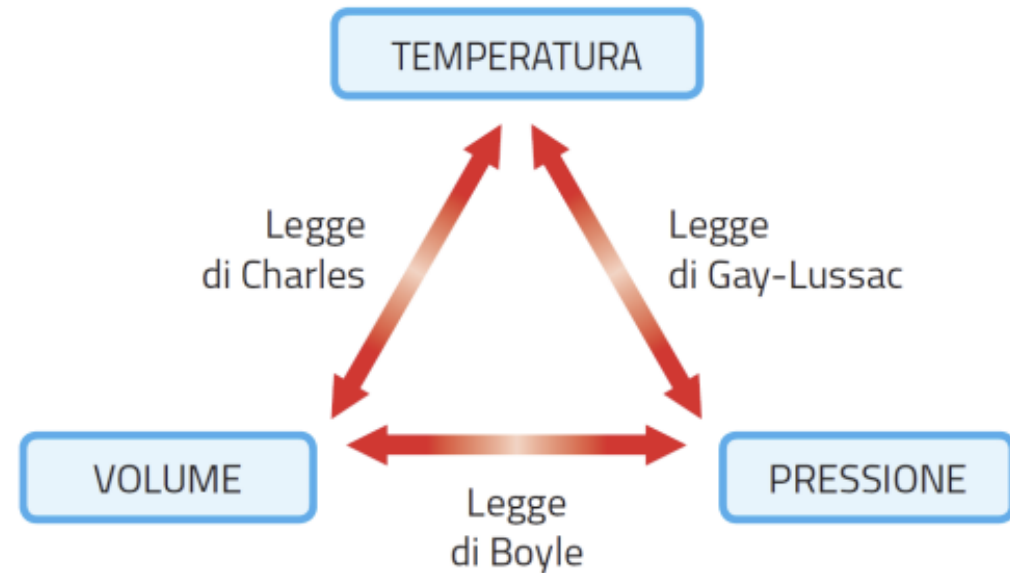
- *libere* di muoversi a grande velocità in tutte le direzioni;
- *puntiformi*, di volume irrilevante rispetto a quello totale;
- *elastiche*, per cui con gli urti l'energia totale non diminuisce;
- *lontane*, in modo che non vi siano forze attrattive o repulsive.

Che cosa sono i gas ideali?

In generale, in condizioni di pressione e temperatura vicine a quelle dell'ambiente il comportamento di un gas reale si può considerare simile a quello di un gas ideale.

Volume, pressione e temperatura di un gas sono tra loro in relazione.

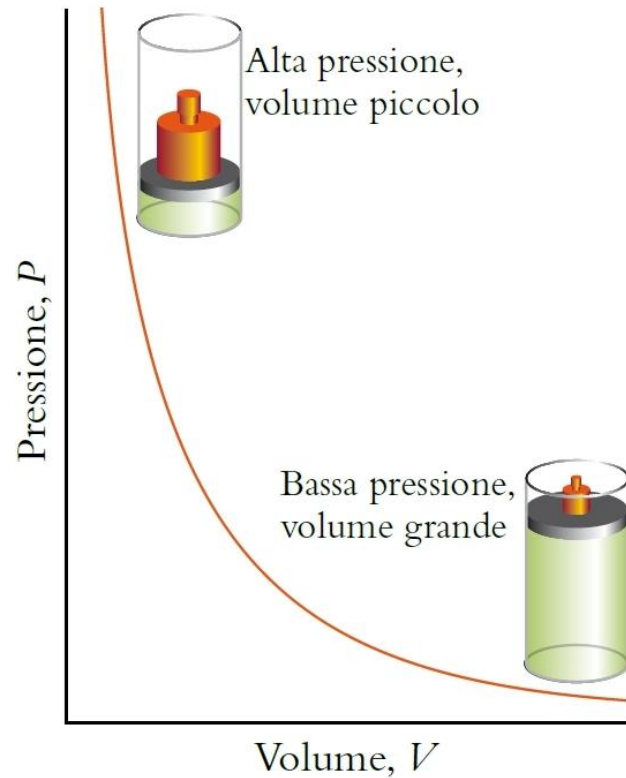
Mantenendo costante una delle tre grandezze e studiando le altre, si ottengono tre relazioni matematiche dette **leggi dei gas**.



1. Legge di Boyle

Nel 1600, diversi scienziati si occuparono della descrizione delle proprietà macroscopiche dei gas.

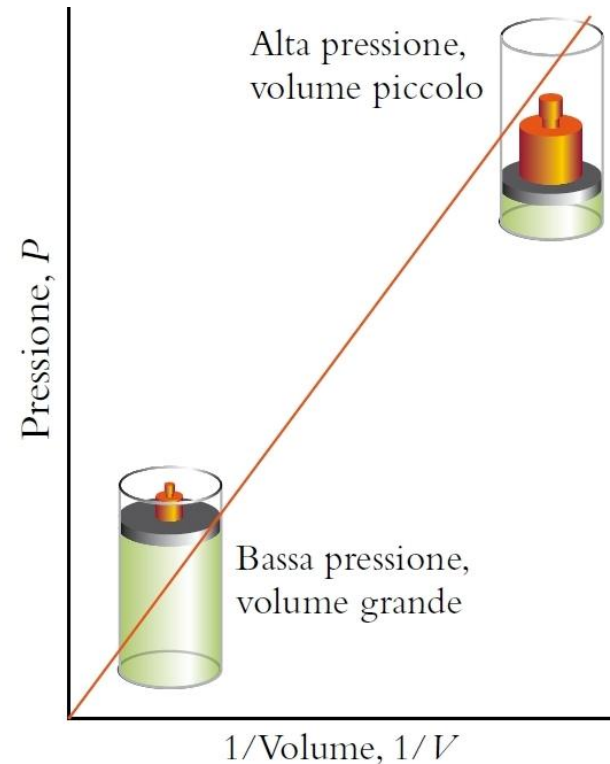
Robert Boyle (1627-1691) osservò che i gas sono comprimibili, a differenza di liquidi e solidi. Quando il volume del gas viene variato, anche la pressione varia.



In particolare, facendo una serie di misurazioni e mettendo in un grafico P contro $1/V$, Boyle osservò che la curva ottenuta era una retta.

A temperatura costante, pressione e volume di un gas sono inversamente proporzionali:

$$P \cdot V = \text{costante}$$

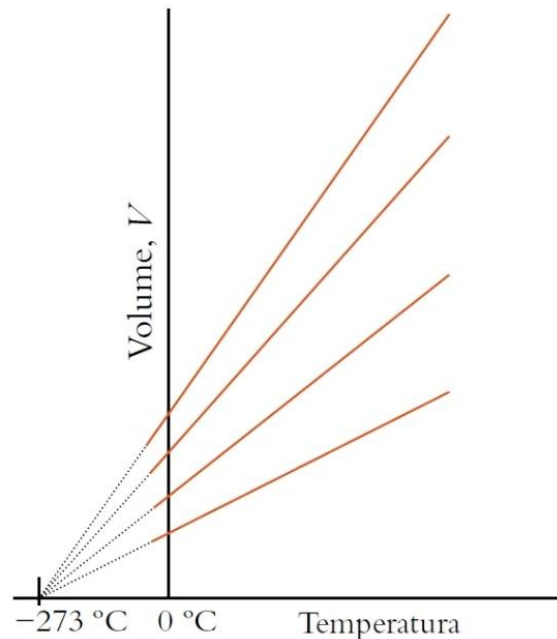


2. Legge di Charles o di Gay-Lussac

Jacques Charles (1746-1823) e Joseph Louis Gay-Lussac (1778-1850), indipendentemente, osservarono che, a pressione costante, il volume del gas aumenta all'aumentare della temperatura.

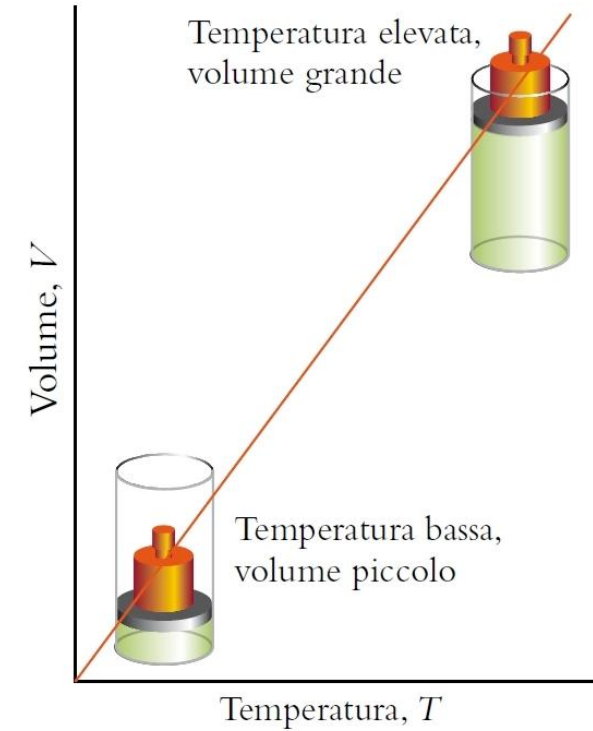
A pressione costante, temperatura e volume di un gas sono direttamente proporzionali:

$$V = \text{costante} \cdot T$$



A differenti valori di pressione si ottengono rette con diversa pendenza ma con la stessa intercetta nella scala della temperatura.

La retta di volume contro temperatura interseca l'asse della temperatura (corrispondente a $V = 0$) al valore di **-273.15°C**. Questa temperatura è impossibile da raggiungere, è detta **zero assoluto** delle temperature ed è alla base della scala Kelvin delle temperature.



3. Legge di Avogadro

L'italiano Amedeo Avogadro (1776-1856) pesò volumi uguali di gas diversi e si accorse che avevano pesi molto diversi. Tuttavia, la quantità di gas (numero di moli) contenuta nel recipiente di un certo volume era uguale qualsiasi gas venisse preso in considerazione.

A pressione e temperatura costanti, il numero di moli è proporzionale al volume di gas che il recipiente contiene:

$$V = \text{costante} \cdot n$$

In base a questa legge, il volume di una mole di gas è costante, qualunque sia il gas in questione. Questo viene detto **volume molare** del gas, V_M .

La densità di un gas può essere calcolata a partire dal volume molare e dalla massa molare del gas:

$$d = \frac{m}{V} = \frac{m_{1mol}}{V_{1mol}} = \frac{MM}{V_M}$$

In condizioni standard (0°C e 1 atm), il volume molare di qualsiasi gas è pari a **22.41 L**.



Equazione di stato dei gas ideali



Le quattro grandezze che descrivono completamente un gas (temperatura, pressione, volume e numero di moli) non sono indipendenti, ma esiste una relazione che le lega. Ne segue che, per descrivere lo stato termodinamico di un gas è sufficiente specificare tre sole di esse. Combinando le leggi dei gas viste (Boyle, Charles e Avogadro), si ottiene tale relazione che vale per tutti i gas che mostrano un comportamento ideale. Questa è detta **equazione di stato dei gas ideali**:

$P \cdot V = n \cdot R \cdot T$ Dove: P è la pressione, V è il volume, n è il numero di moli, T è la temperatura dove **R è la costante universale dei gas** e ha il valore di **0.0821 atm·L·mol⁻¹·K⁻¹**. (Attenzione alle unità di misura della costante!!!)

Esempio: Calcolare la pressione esercitata da 0.200 moli di un gas che occupa il volume di 250 cm³ alla temperatura di 25 °C.

$$\begin{aligned}n &= 0.200 \text{ mol} & V &= 250 \text{ cm}^3 = 0.250 \text{ dm}^3 = 0.250 \text{ L} \\T &= 25^\circ\text{C} = (273.15 + 25)\text{K} = 298 \text{ K} & R &= 0.0821 \frac{\text{atm} \cdot \text{L}}{\text{mol} \cdot \text{K}} \\P \cdot V &= nRT \Rightarrow P = \frac{nRT}{V} = \frac{0.200 \text{ mol} \cdot 0.0821 \frac{\text{atm} \cdot \text{L}}{\text{mol} \cdot \text{K}} \cdot 298 \text{ K}}{0.250 \text{ L}} \\P &= 19.6 \text{ atm}\end{aligned}$$

ESEMPIO

Calcolare il volume occupato da 7,40 g di CO₂ gassosa in c.n.

Condizioni normali (c.n.) 0 °C e 1 atm

$$PV = nRT$$

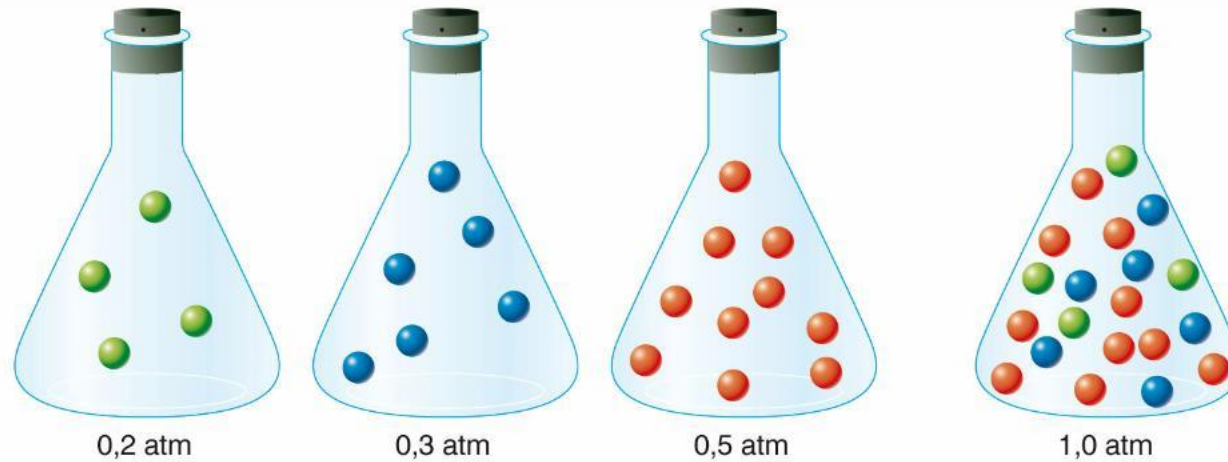
$$V = nRT/P$$

$$n = (7,40 \text{ g} / 44,01 \text{ g/mol}) = 0,168 \text{ mol}$$

$$V = [(0,168 \text{ mol}) \times (0,0821) \times (273,15 \text{ K})] / (1 \text{ atm}) = 3,76 \text{ l}$$

Le miscele gassose

Data una miscela di gas in un recipiente, le particelle di ciascun gas urtano le pareti e producono una pressione identica a quella che generano quando si trovano da sole nel medesimo recipiente.



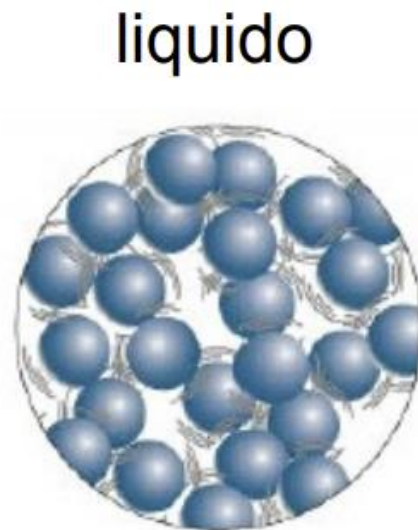
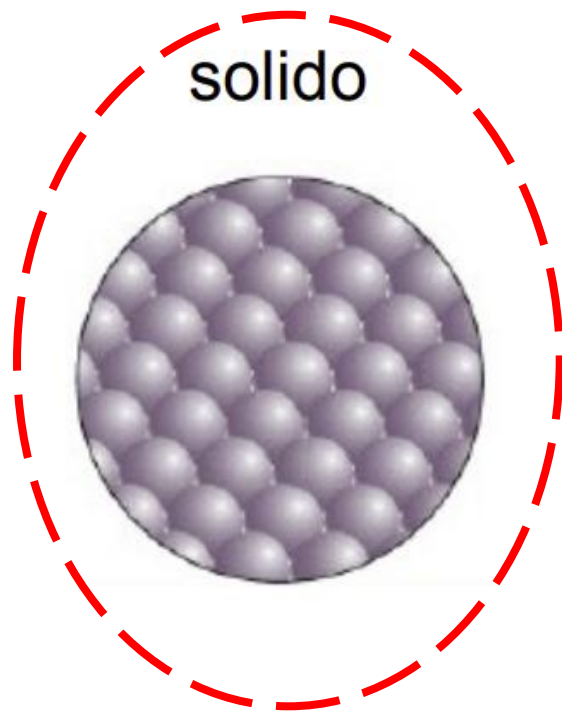
La pressione parziale è la pressione esercitata da ciascun gas costituente una miscela, in assenza degli altri.

La pressione totale esercitata da una miscela di gas è uguale alla somma delle pressioni parziali dei singoli componenti la miscela (legge di Dalton).

$$P_{\text{totale}} = p_1 + p_2 + p_3 \dots$$

I solidi, i liquidi e gli aeriformi: le proprietà osservabili

Gli **stati fisici** o di **aggregazione** della materia sono tre:



LO STATO SOLIDO

Incompressibilità

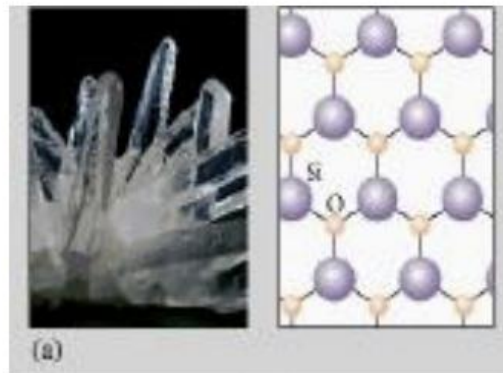
Rigidità

Forma definita

Lo stato solido è caratterizzato da un forte addensamento delle particelle che costituiscono la materia e da una resistenza alle variazioni di forma e volume. In una sostanza che si trova allo stato solido, le forze che intervengono tra le componenti (atomi, molecole o ioni) sono molto intense, tanto da permettere soltanto moti di vibrazione (senza reali spostamenti reciproci delle particelle). In questo stato, le molecole si posizionano solitamente secondo un reticolo cristallino o in maniera amorfa. In base alle condizioni assunte dalle particelle del solido, distinguiamo sostanze solide:

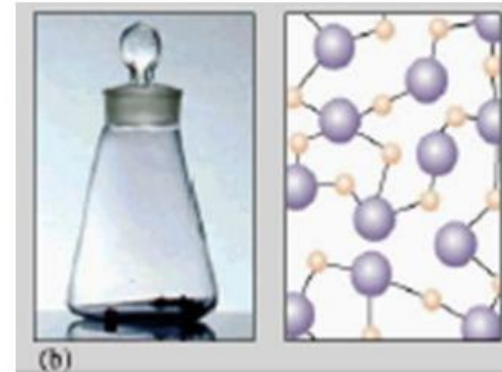
Solidi cristallini

- particelle disposte regolarmente nello spazio
Ordine a lungo raggio
- punto di fusione ben definito



Solidi amorfi

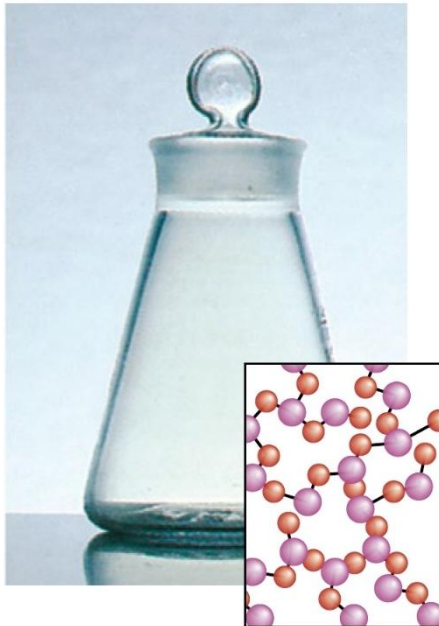
- disposizione disordinata delle particelle
ordine a corto raggio
- punto di fusione non ben definito
(intervallo di rammollimento)



Solidi cristallini e solidi amorfi

I **solidi cristallini** sono costituiti a livello microscopico da un'unità sempre uguale di atomi o di molecole, che si ripete nelle tre direzioni dello spazio. Nei solidi cristallini, le particelle che formano il solido sono disposte con un ordine a lungo raggio. Sono spesso cristallini i solidi ionici, i solidi metallici e i solidi covalenti. Possono essere cristallini anche i solidi molecolari.

Esempio: il quarzo ha formula SiO_2 ed è un solido cristallino covalente.



Solidi amorfi: sono solidi che non presentano un ordine a lungo raggio (indipendentemente dal tipo di interazioni). La temperatura di fusione non è ben definita, ma è un intervallo e varia a seconda delle interazioni: i solidi amorfi prima si ammorbidiscono e poi si sciolgono.

Esempio: il vetro è formato da ossigeno e silicio, ma non ordinati come nel reticolo cristallino del quarzo, in una forma disordinata, o con un ordine a corto raggio.

Solidi e la natura dei legami

A differenza dello stato liquido, in cui le interazioni intermolecolari sono transienti, le interazioni che formano il solido non variano significativamente nel tempo.

A seconda delle interazioni che li costituiscono, i solidi possono essere classificati in 4 gruppi, ciascuno con caratteristiche specifiche che dipendono dalle interazioni:

1. **Solidi metallici:** in questo caso la forza che li tiene insieme è il **legame metallico (attrazione elettrostatica che si instaura tra gli elettroni di valenza e gli ioni positivi metallici)**. Sono buoni conduttori di corrente e di calore. Temperature di fusione molto variabili. Lucenti, malleabili.

Esempi: rame, stagno, ferro, oro, leghe metalliche...



2. **Solidi ionici:** basati su legami ionici. In genere i solidi ionici hanno strutture che si ripetono nello spazio, formando cristalli. Allo stato solido sono cattivi conduttori di elettricità. Temperature di fusione molto alte. Sono solidi duri ma fragili.

Esempi: NaCl, cristalli di sali.

3. Solidi molecolari: formati da molecole tenute assieme da interazioni intermolecolari (interazioni dipolo-dipolo, legami a idrogeno, forze di London). Sono solidi teneri, con temperature di fusione piuttosto basse. Qualche volta volatili.

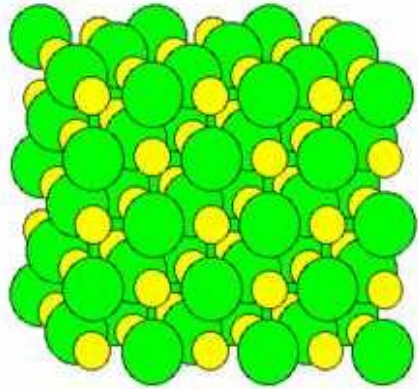
Esempi: saccarosio (zucchero da cucina), tenuto assieme da legami a idrogeno; I_2 , formato attraverso forze di dispersione.



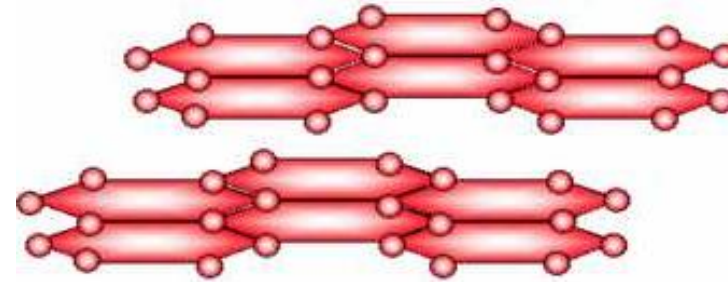
4. Solidi covalenti: atomi tenuti assieme da legami covalenti. Sono molto duri, cristallini e isolanti.

Esempi: solidi di elementi del IV gruppo, ovvero il carbonio (diamante e grafite) e il silicio, sia nella forma pura che come ossido (silicati, quarzo).

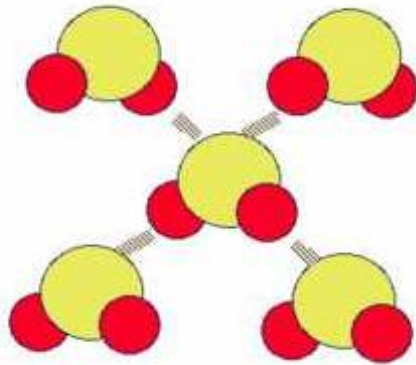
Solidi cristallini



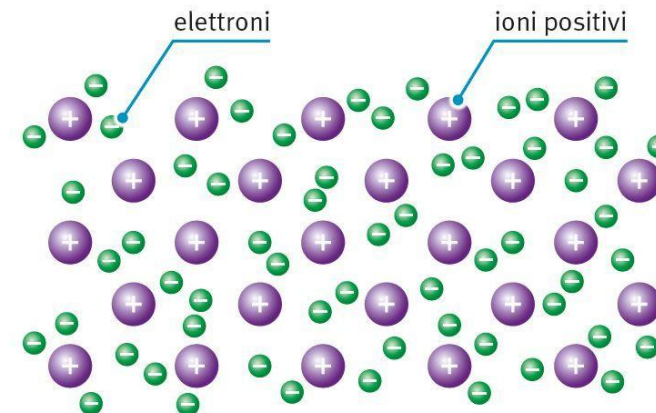
Solidi cristallini ionici: NaCl



Solidi cristallini
covalenti: grafite



Solidi cristallini
molecolari: ghiaccio

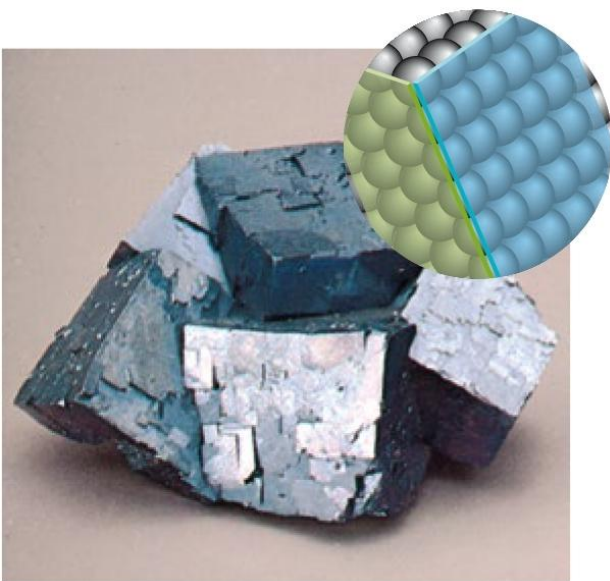
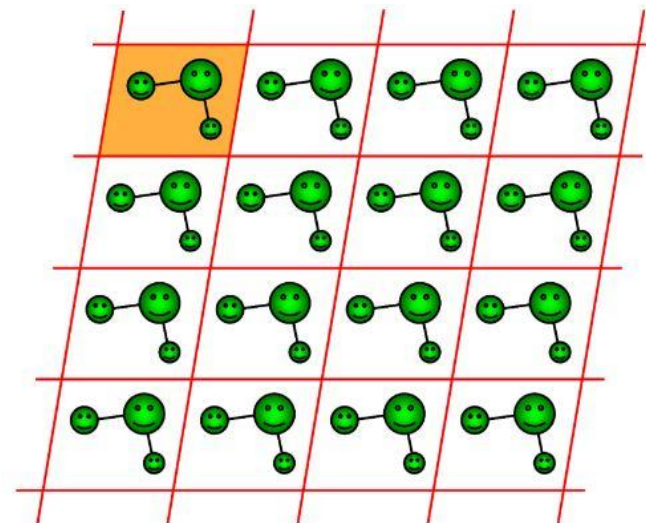


Solidi metallici

Il reticolo cristallino

I cristalli sono formati da molecole (o atomi, o ioni) allineati in un **reticolo cristallino** che si ripete nello spazio. L'unità fondamentale di questo reticolo, chiamata **cella elementare**, si ripete lungo 3 direzioni dello spazio per traslazione, formando tutto il solido.

La **cella elementare** è sempre un **parallelepipedo**, ma può avere lati e angoli diversi.

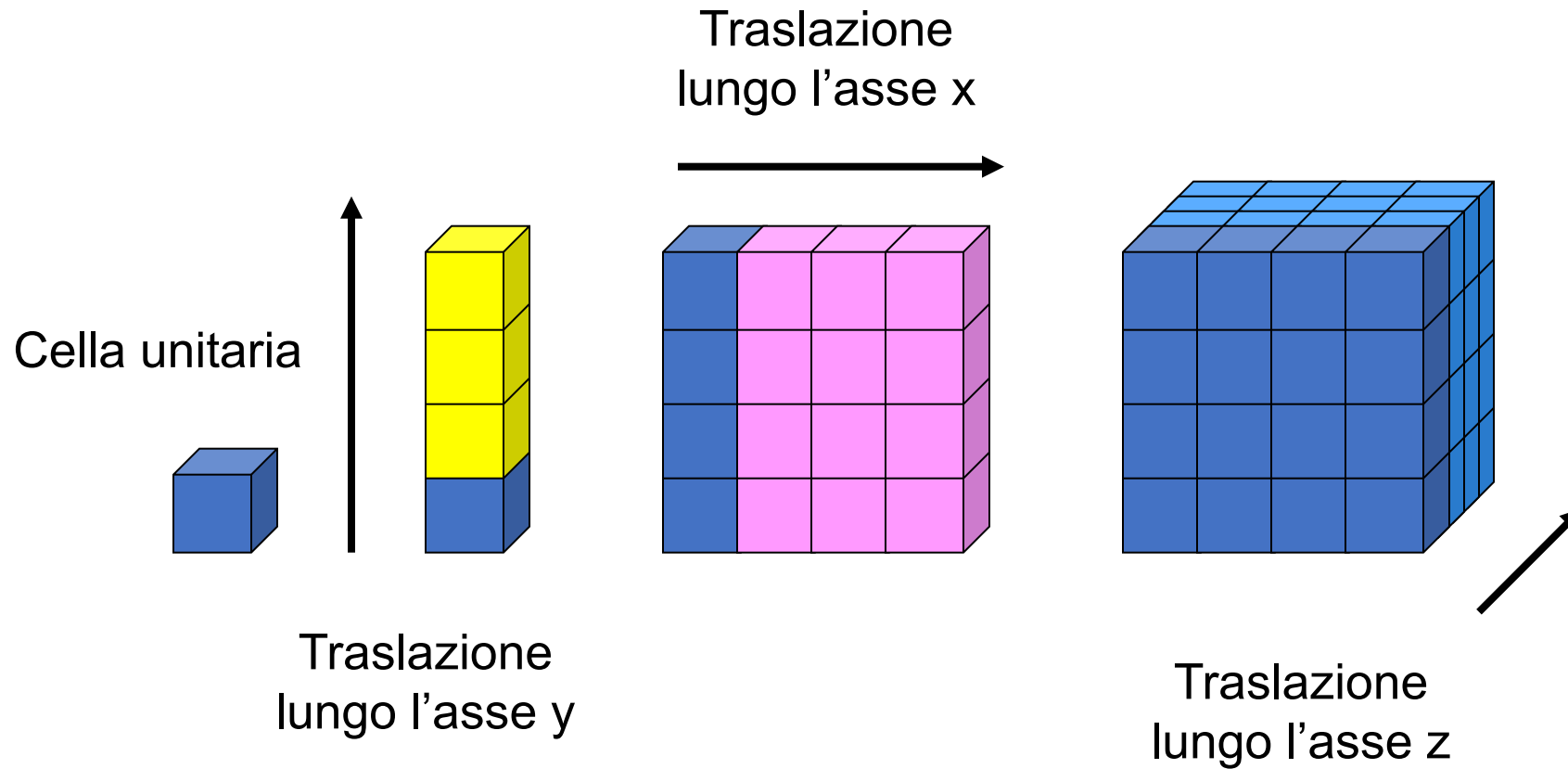


Nel caso più semplice la cella elementare è un cubo, con tutti i lati uguali e gli angoli di 90° .

L'ordine della cella elementare si ripete nelle facce del solido cristallino. I cristalli infatti mostrano una struttura piuttosto regolare anche a livello macroscopico, con facce piane e spigoli vivi. Solitamente hanno forme geometriche ben definite.

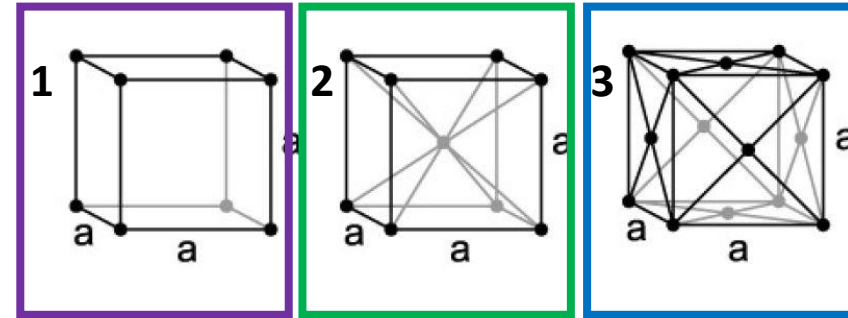
Cella elementare (o *cella unitaria*)

Un **solido cristallino** può essere costruito a partire da una cella unitaria utilizzando operazioni di traslazione

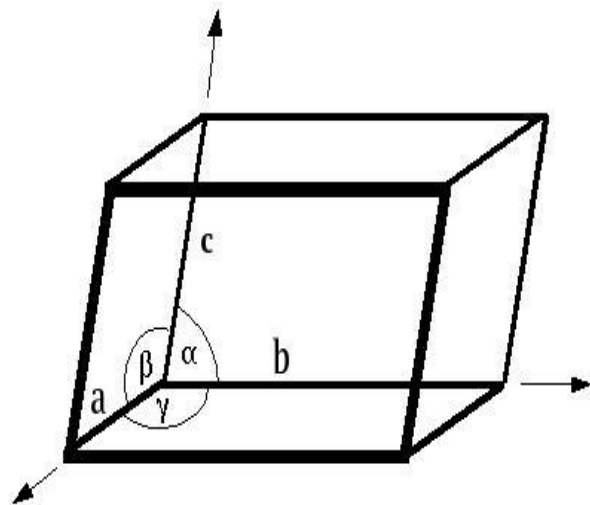


Una cella che contiene le unità strutturali solo ai suoi vertici viene detta **cella primitiva (1)**

Sono possibili anche celle con unità strutturali all'interno della cella (**cella a corpo centrato, 2**) o sulle facce del parallelepipedo (**cella a facce centrate, 3**).



In generale, in 3D, la cella elementare è un parallelepipedo caratterizzato da 3 vettori base **a**, **b** e **c** che partono da uno stesso vertice e dagli angoli α , β , e γ , formati tra i vettori (**b**, **c**), (**c**, **a**) e (**a**, **b**) come mostrato in figura.



Parametri di reticolo

a, b, c

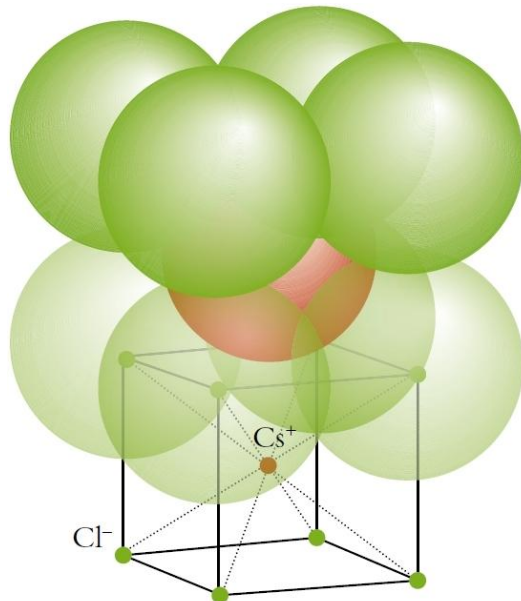
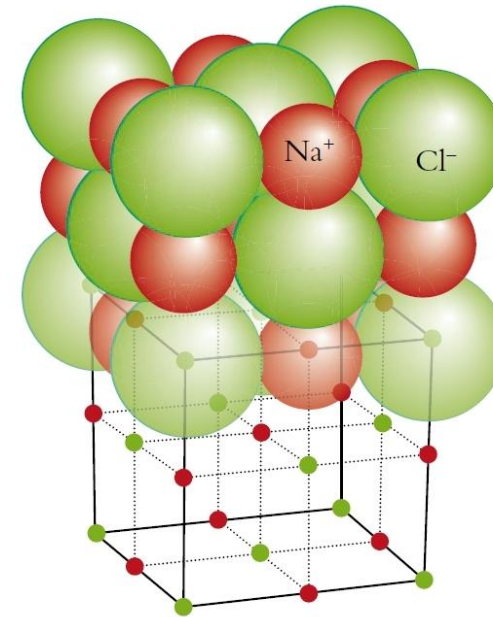
α, β, γ

Celle elementari di NaCl e di CsCl

Nel cristallo di cloruro di sodio, gli ioni cloro si trovano sui nodi reticolari di **un reticolo cubico a facce centrate**.

Gli **ioni sodio** si posizionano negli interstizi tra questi. In questo modo si massimizza l'interazione tra ioni positivi e negativi e, quindi, **l'energia reticolare (energia che si libera quando ioni gassosi separati, positivi e negativi, si uniscono per formare una mole di composto ionico solido)**.

(E' possibile vedere la stessa struttura come formata da un reticolo cubico a facce centrate di ioni sodio).



Nel cristallo di **cloruro di cesio**, gli **ioni cloro** si trovano sui nodi reticolari di un reticolo cubico primitivo. Gli **ioni cesio**, infatti, sono più grandi degli ioni sodio e non riescono a sistemarsi nella stessa posizione del sodio (sopra).

Da quanti ioni cloruro è circondato ciascuno ione cesio?

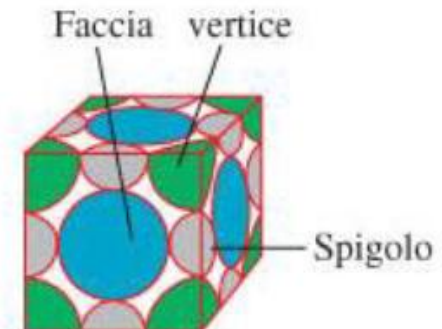
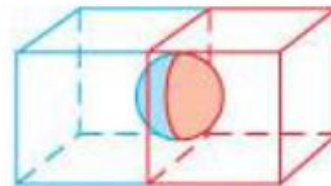
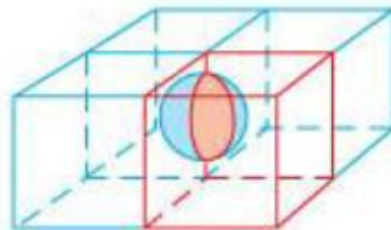
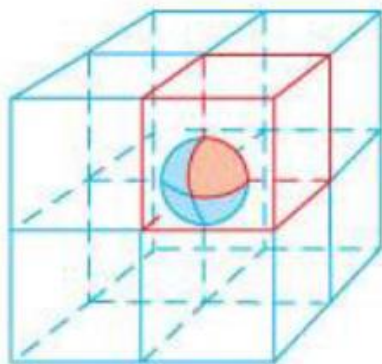
Quanti ioni cesio sono presenti nella cella elementare?

Quanti ioni cloruro?

Quanti ioni Na⁺ e Cl⁻ sono presenti nella cella di NaCl?

Calcolare il numero di atomi in ogni cella elementare

- 1 se appartiene ad 1 sola cella
- $\frac{1}{2}$ se è condiviso tra 2 celle
- $\frac{1}{4}$ se è condiviso tra 4 celle
- $\frac{1}{8}$ se è condiviso tra 8 celle

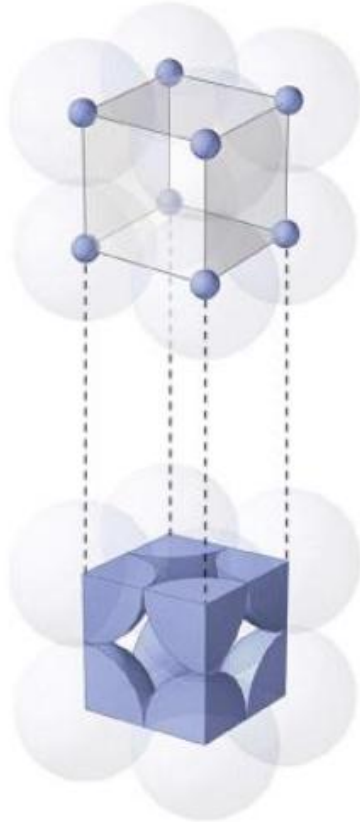


Numero di atomi per cella elementare

Cella cubica semplice

Atomi negli spigoli = $1/8$

$$8 \times 1/8 = 1 \text{ atomo/cella}$$

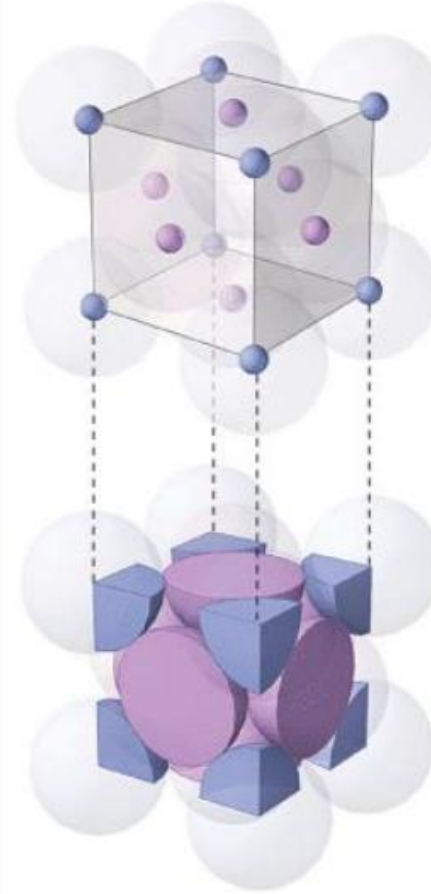


Cella cubica a facce centrate

Atomi negli spigoli = $1/8$

Atomi al centro delle facce = $1/2$

$$8 \times 1/8 + 6 \times 1/2 = 4 \text{ atomi/cella}$$



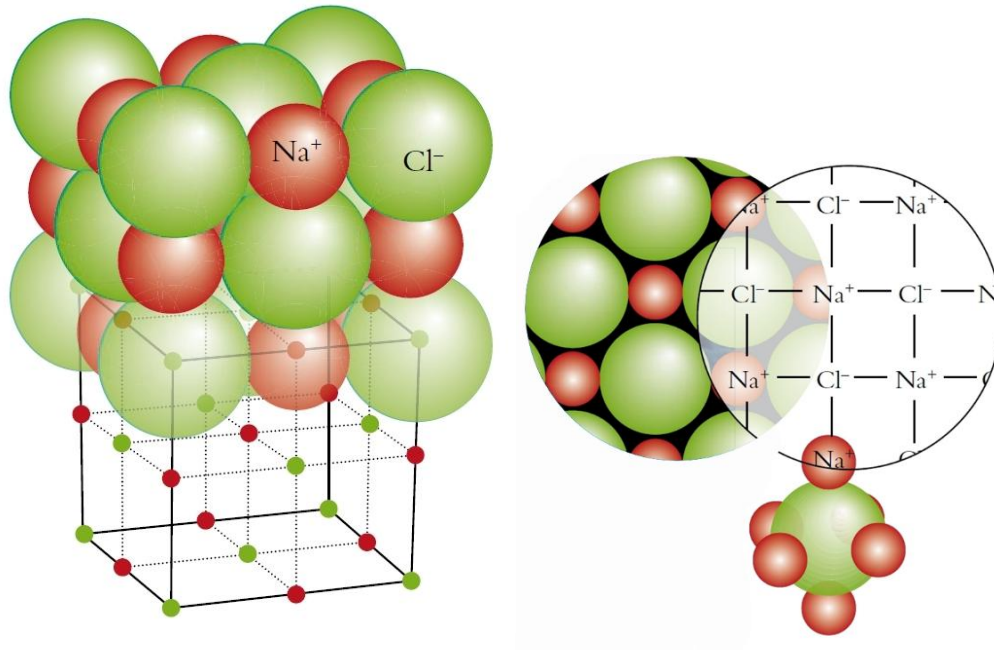
Cella cubica a corpo
centrato

Atomi negli spigoli = $1/8$

Atomi nel centro = 1

$$8 \times 1/8 + 1 = 2 \text{ atomi/cella}$$

NaCl



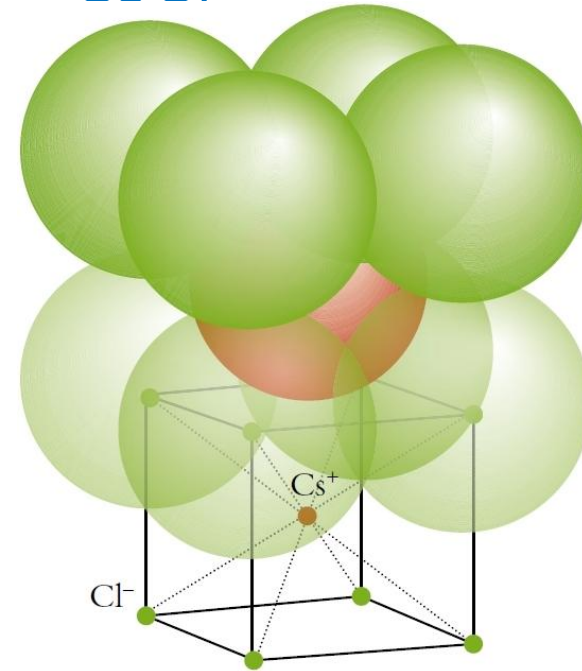
*Da quanti ioni sodio è circondato ciascuno ione cloruro? **6***

Quanti ioni Na^+ e Cl^- sono presenti nella cella di NaCl?

$$\#\text{Cl}^-: 6 \text{ facce} \times 0.5 + 8 \text{ vertici} \times 0.125 = 4$$

$$\#\text{Na}^+: 12 \text{ spigoli} \times 0.25 + 1 \text{ al centro} = 4$$

CsCl

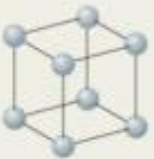
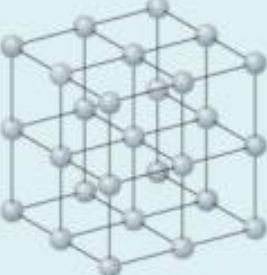


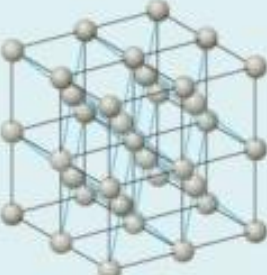

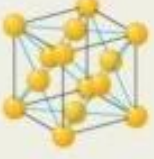
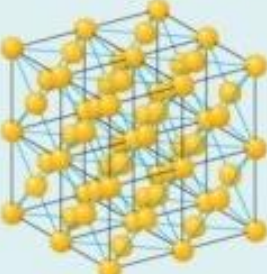



*Da quanti ioni cloruro è circondato ciascuno ione cesio? **8***

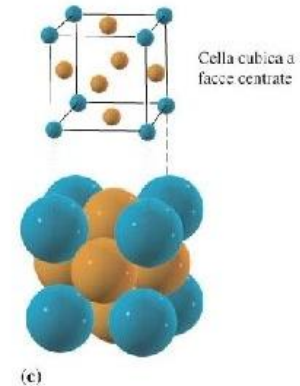
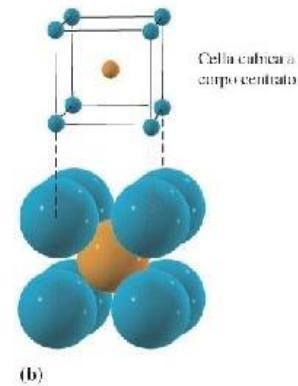
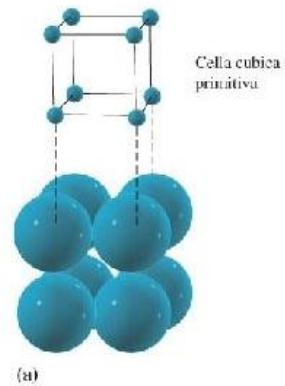
Quanti ioni Cs^+ e Cl^- sono presenti nella cella di CsCl?

$$\#\text{Cl}^-: 8 \text{ vertici} \times 0.125 = 1$$

$$\#\text{Cs}^+: 1 \text{ al centro} = 1$$

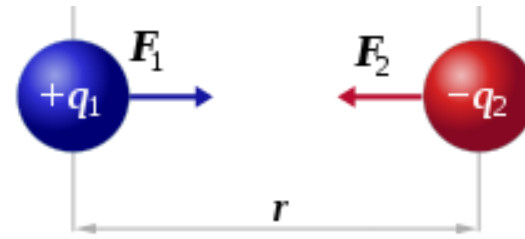
	Cella elementare	Reticolo cristallino	Immagine tridimensionale	Esempio
(a)	 Cella cubica semplice			Polonio metallico
(b)	 Cella cubica a corpo centrato			Uranio metallico
(c)	 Cella cubica a facce centrate			Oro metallico

Cell cubiche

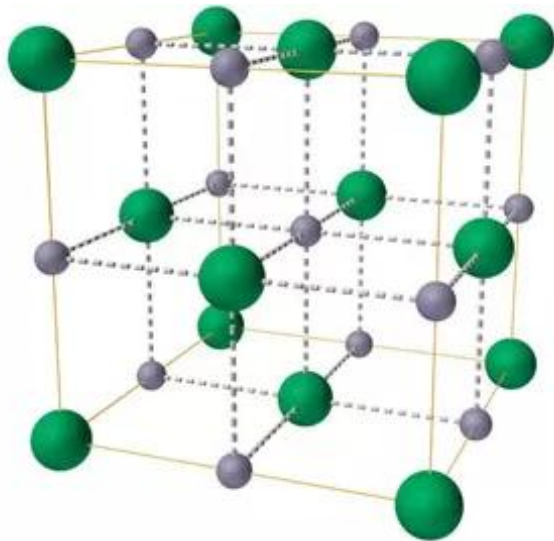


Energia reticolare nei solidi ionici

I solidi ionici sono tenuti assieme da **forze elettrostatiche** Coulombiane tra ioni positivi/negativi. In base alla legge di Coulomb, **l'energia del legame ionico** è proporzionale alla carica degli ioni positivo e negativo e inversamente proporzionale al quadrato della distanza tra questi.



$$|F_1| = |F_2| = k_e \frac{q_1 \cdot q_2}{r^2}$$



L'energia reticolare di un solido ionico è l'energia che tiene assieme gli ioni, considerando tutti i contributi, sia di ioni vicini che di quelli più lontani. I primi vicini sono di segno opposto e quindi si creano **forze attrattive**, mentre gli atomi a questi vicini sono di segno uguale allo ione iniziale, generando quindi forze repulsive. E così via. Per **NaCl**, l'energia reticolare può essere descritta come l'energia associata alla reazione: $\text{Na}^+_{(g)} + \text{Cl}^-_{(g)} \rightarrow \text{NaCl}_{(s)}$

L'energia reticolare aumenta

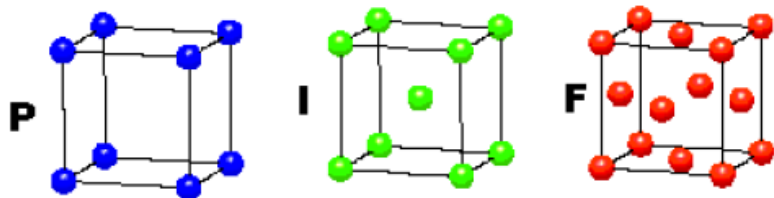
- all'aumentare della carica degli ioni coinvolti: $E_R(\text{MgCl}_2) > E_R(\text{NaCl})$
- al diminuire delle loro dimensioni: $E_R(\text{NaF}) > E_R(\text{NaCl})$

I reticoli di Bravais

CUBIC

$$a = b = c$$

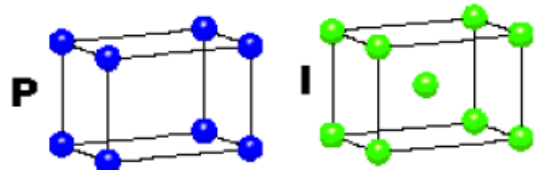
$$\alpha = \beta = \gamma = 90^\circ$$



TETRAGONAL

$$a = b \neq c$$

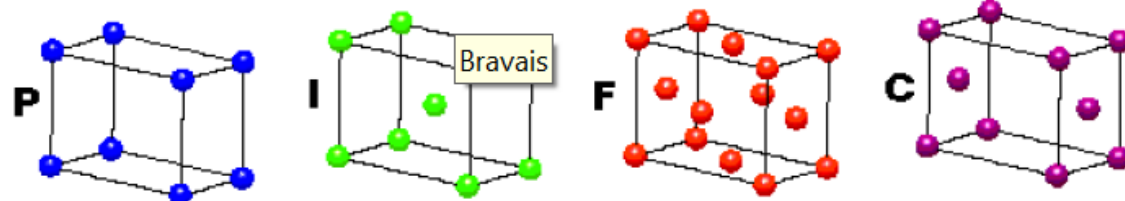
$$\alpha = \beta = \gamma = 90^\circ$$



ORTHORHOMBIC

$$a \neq b \neq c$$

$$\alpha = \beta = \gamma = 90^\circ$$

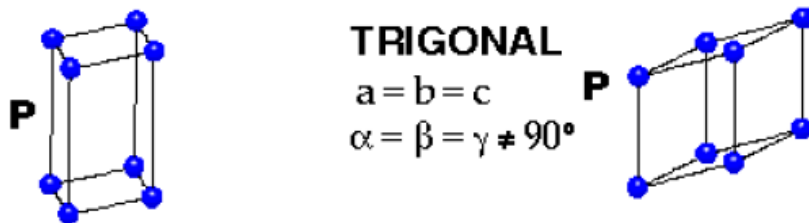


HEXAGONAL

$$a = b \neq c$$

$$\alpha = \beta = 90^\circ$$

$$\gamma = 120^\circ$$



TRIGONAL

$$a = b = c$$

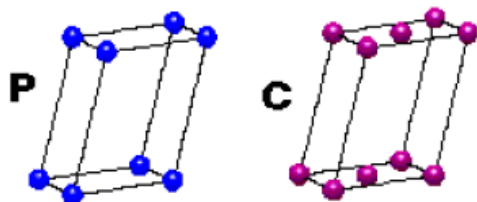
$$\alpha = \beta = \gamma \neq 90^\circ$$

MONOCLINIC

$$a \neq b \neq c$$

$$\alpha = \gamma = 90^\circ$$

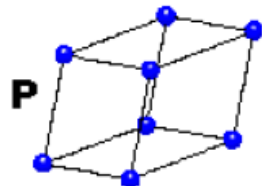
$$\beta \neq 120^\circ$$



TRICLINIC

$$a \neq b \neq c$$

$$\alpha \neq \beta \neq \gamma \neq 90^\circ$$



4 Types of Unit Cell

P = Primitive

I = Body-Centred

F = Face-Centred

C = Side-Centred

+

7 Crystal Classes

→ 14 Bravais Lattices

I sette sistemi cristallini

Celle elementari



Fluorite
(sistema cubico)



Amethyst Galleries, Inc. www.galleries.com



Calcopirite
(sistema tetragonale)



Amethyst Galleries, Inc. www.galleries.com



Aragonite
(sistema ortorombico)



Charles D. Warren



Calcite
(sistema trigonale)



San Lucas Visuals Ltd limited



Smeraldo
(sistema esagonale)



Charles D. Warren



Azzurite
(sistema monoclino)

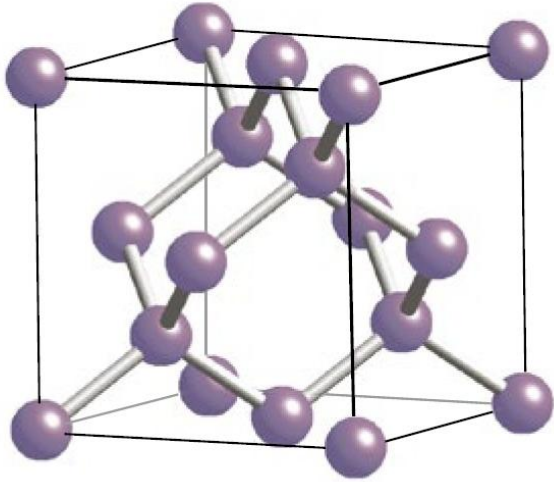


Amethyst Galleries, Inc. www.galleries.com



Redonite
(sistema triclina)



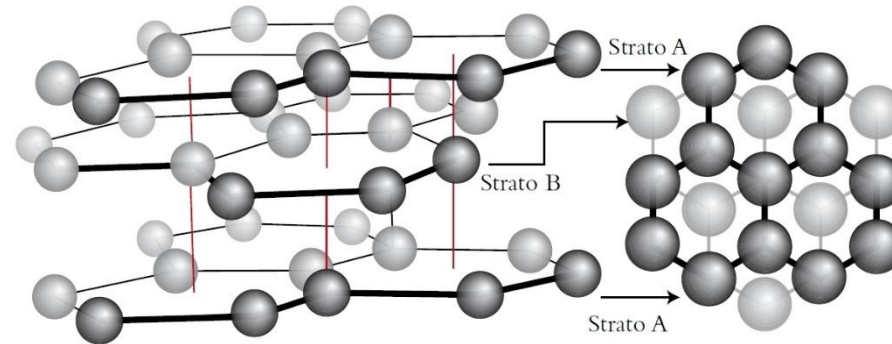


Solidi covalenti: diamante e grafite

Nella struttura del **diamante**, un solido covalente, ogni atomo di carbonio è circondato da 4 legami covalenti con altrettanti atomi, formando una geometria tetraedrica. Il legame covalente è molto forte rendendo il diamante il solido noto con più alta temperatura di fusione e tra i solidi più duri.

Questa però non è l'unica forma del carbonio che possiamo trovare: gli **allotropi** sono solidi della stessa sostanza (che hanno lo stesso tipo di atomi e le stesse connessioni tra gli atomi), ma che presentano proprietà diverse a causa della diversa struttura.

Nella **grafite** gli atomi di carbonio si dispongono in piani con struttura esagonale. I piani di grafite sono tenuti assieme da interazioni meno forti e possono scivolare uno sull'altro.

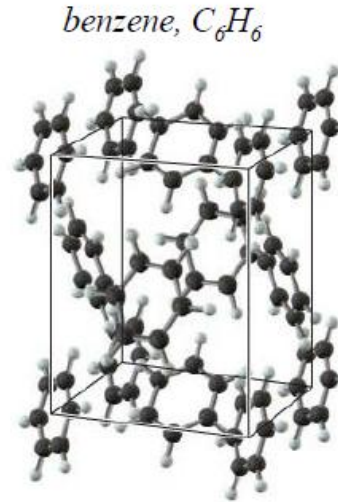
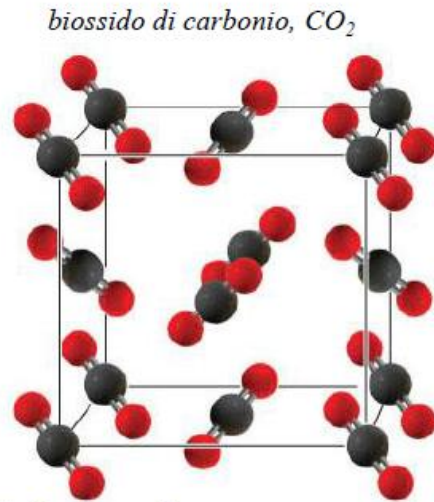


Altre forme allotropiche del carbonio sono ad esempio il fullerene (che però è un solido molecolare), i nanotubi di carbonio, e il grafene (Nobel per la fisica nel 2010).

Solidi molecolari

Nei nodi del reticolo cristallino dei solidi molecolari sono presenti molecole legate con deboli legami intermolecolari

L'impacchettamento in un cristallo molecolare dipende dalla forma delle molecole e dalla forza delle interazioni



- Temperatura di fusione bassa
- Scarsa durezza
- Alta tensione di vapore

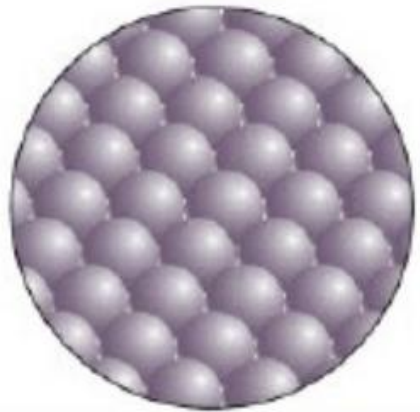
Tali proprietà sono conseguenza delle deboli forze esistenti fra le molecole; i legami sono infatti legami intermolecolari e quindi molto più deboli di quelli interatomici

Solo il ghiaccio, in virtù dei legami a ponte di idrogeno, presenta una discreta durezza.

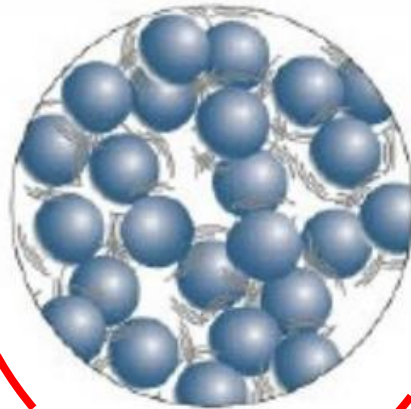
I solidi, i liquidi e gli aeriformi: le proprietà osservabili

Gli **stati fisici** o **di aggregazione** della materia sono tre:

solido



liquido

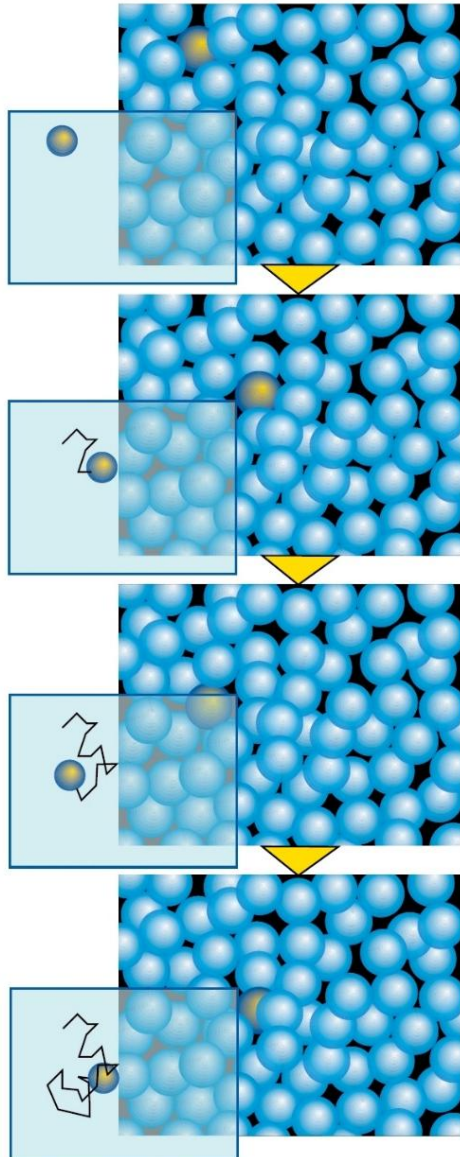


aeriforme



**Lo stato liquido è uno stato di
aggregazione con caratteristiche
intermedie tra quelle dello stato
gassoso (altamente disordinato) e
quelle dello stato solido
(altamente ordinato).**

Lo stato liquido



A differenza di un gas, in un liquido si instaurano **forze intermolecolari** che hanno un'energia superiore all'energia cinetica che possiedono le molecole.

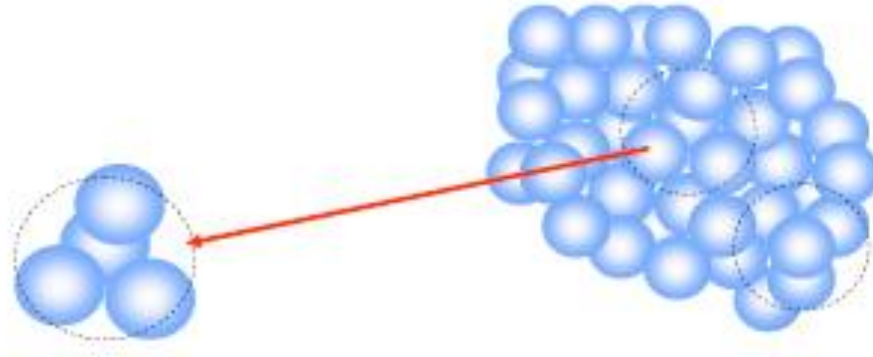
Il passaggio dallo stato gassoso allo stato liquido avviene abbassando la temperatura, cioè quando l'energia cinetica delle molecole viene del tutto compensata dalle forze intermolecolari.

In un liquido, le molecole sono tra loro in contatto, ma sono anche in continuo movimento, a differenza che in un solido, rendendo il liquido fluido.

I liquidi sono:

- Poco comprimibili e per questo hanno volume proprio;
- Ordinati a corto raggio e possono diffondere l'uno nell'altro;
- Isotropi (= le loro proprietà sono uguali in tutte le direzioni).

Ordine a corto raggio

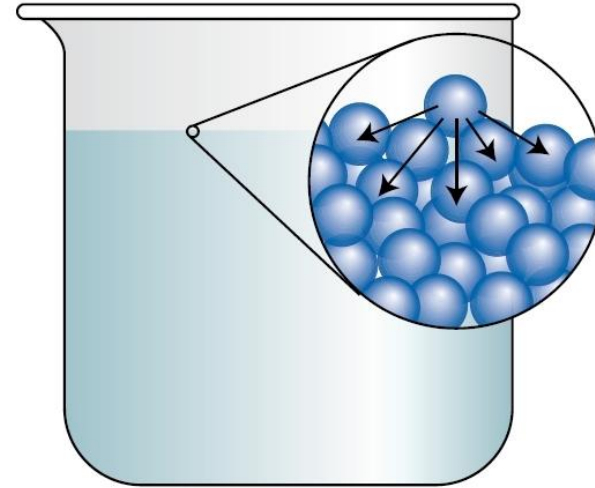


PROPRIETÀ DEI LIQUIDI

- **Tensione superficiale**
- **Capillarità**
- **Viscosità**
- **Tensione di vapore**

Proprietà dei liquidi

Tensione superficiale: Le molecole all'interno sono tenute insieme da molte interazioni, mentre le molecole sulla superficie interagiscono solo da un lato con altre molecole della stessa sostanza. La forza attrattiva di cui risentono le molecole superficiali verso il centro del recipiente non è controbilanciata e determina la **tensione superficiale**.
La tensione superficiale fa sì che le gocce di acqua abbiano una forma tonda (e una certa dimensione).



Alcuni insetti sfruttano la tensione superficiale per camminare sull'acqua

TENSIONE SUPERFICIALE

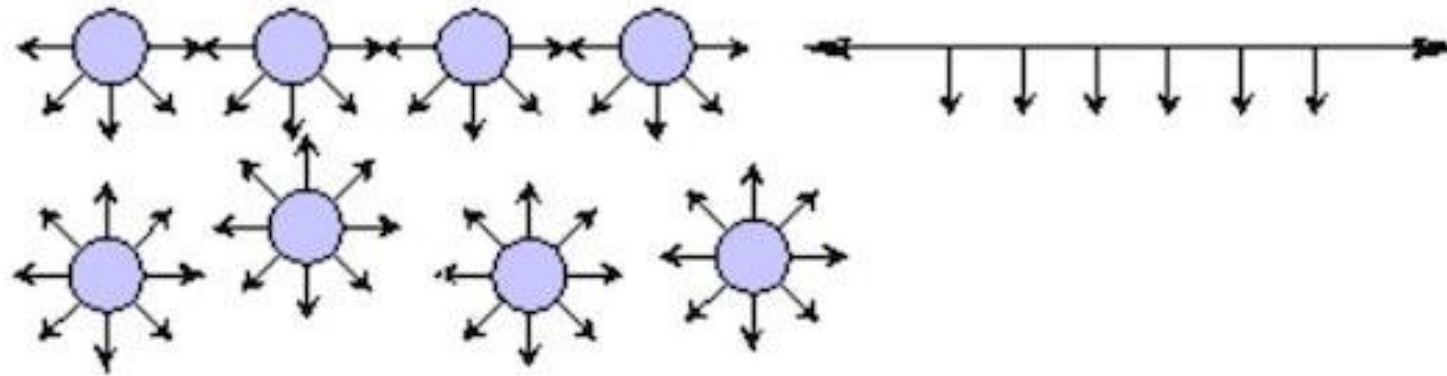
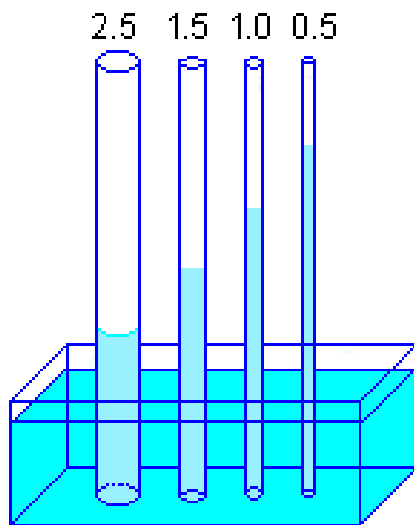


Figura 2 - Schema delle forze di attrazione fra le molecole di un liquido. Le molecole interne sono in equilibrio fra loro. Le forze che agiscono sulle molecole di superficie non sono invece equilibrate verso l'alto e da ciò risulta una compressione verso l'interno. Inoltre, la coesione fra le molecole determina una tensione tangenziale alla superficie. La superficie di un liquido si comporta quindi come una membrana elastica.

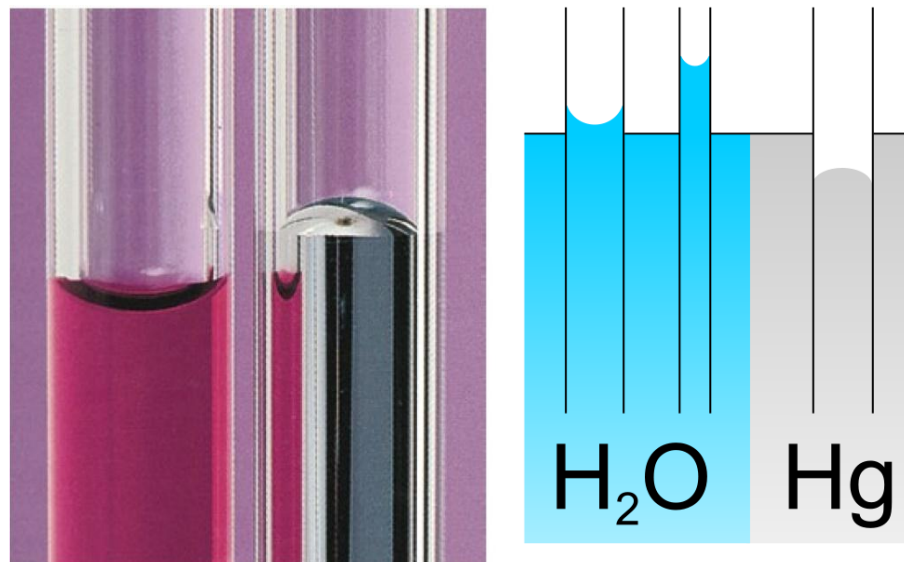


Capillarità: è la capacità di un liquido di risalire attraverso un sottile tubo (capillare) grazie alle forze intermolecolari che tengono insieme le molecole del liquido. *Le forze che si manifestano sono la coesione, l'adesione e la tensione superficiale.*

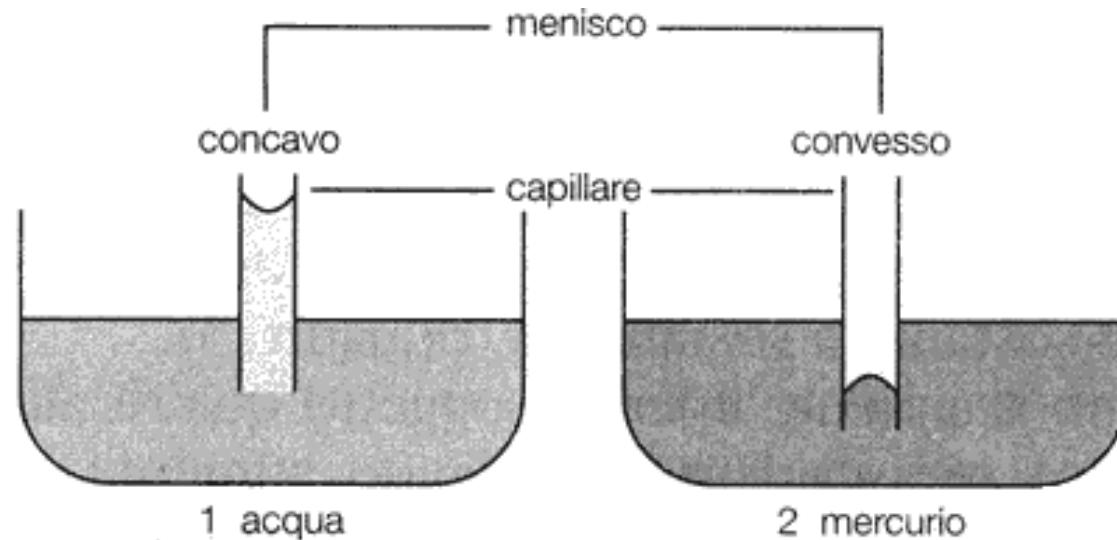
La capillarità è la ragione per cui alberi molto alti sono in grado di sopravvivere prendendo nutrienti dal suolo, senza bisogno di una pompa che faccia salire il liquido fino alla cima.

Il nome deriva dal fatto che il fenomeno è particolarmente evidente nei tubi sottili di sezione paragonabile a quella di un capello.

Formazione del menisco del liquido: Le stesse forze intervengono nella formazione del menisco. Se le molecole del liquido interagiscono con la superficie del contenitore con interazioni più forti di quelle tra loro, il menisco si incurva, per rendere massimo il contatto con il contenitore.



Il fenomeno della **capillarità**, connesso alla tensione superficiale, consiste nel fatto che se si immerge in un liquido l'estremità di un capillare (tubo di vetro di diametro molto piccolo), il liquido stesso tenderà a disporsi nel capillare a un livello più alto (1) o più basso (2) rispetto al livello del liquido esterno; inoltre, la superficie libera del liquido all'interno del capillare non è piana, ma tende ad assumere una forma curva (*menisco*), rispettivamente concava nel caso (1) o convessa nel caso (2).

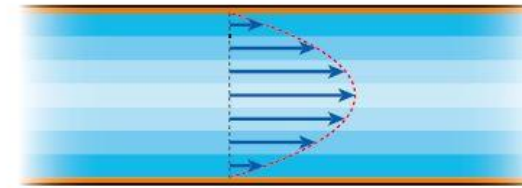


Il numero di molecole dell'acqua a contatto con il vetro è molto più grande, quindi prevalgono le **forze di adesione** tra liquido e vetro sulle **forze di coesione**.

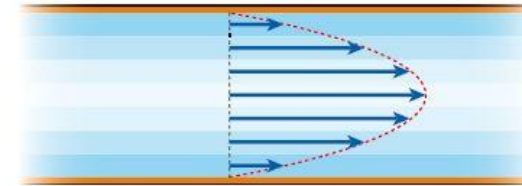
Nel secondo caso, tipico del *mercurio*, il liquido "non bagna" il vetro, cioè le forze di coesione prevalgono su quelle di adesione.

Viscosità: E' la resistenza che il liquido pone allo scorrimento e dipende da quanto sono transienti (facili da rompere e riformare) le interazioni intermolecolari che tengono assieme le molecole del liquido. Si misura in N s/m^2 . La viscosità diminuisce all'aumentare della temperatura.

(Attenzione! Da non confondere con densità!)



fluido con viscosità maggiore



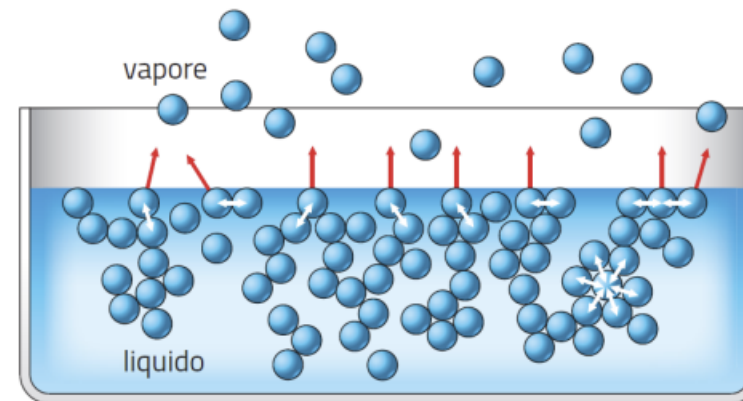
fluido con viscosità minore

Un modello per i liquidi: particelle legate da deboli forze attrattive

I liquidi hanno *volume proprio*, ma non forma propria e assumono la *forma del recipiente* che li contiene.

Il modello particellare spiega come mai un liquido in un recipiente aperto evapora completamente.

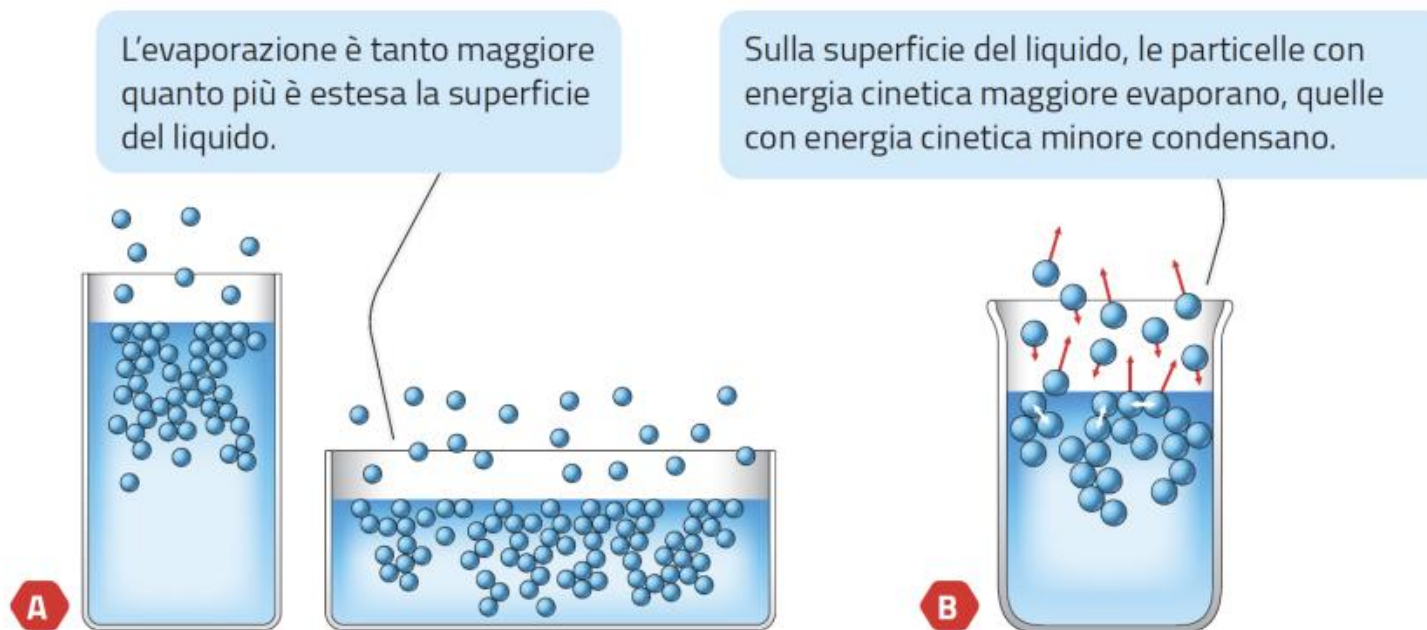
Le particelle sono legate da **forze di coesione**, ma in superficie non sono vincolate verso la superficie stessa e con sufficiente energia cinetica possono passare allo stato di vapore.



Alcuni liquidi sono volatili, cioè evaporano più facilmente perché le particelle sono legate da forze meno intense.

La velocità di **evaporazione** dipende anche da:

- temperatura
- ventilazione
- estensione della superficie



Durante l'evaporazione alcune particelle possono perdere energia a causa degli urti con altre particelle e tornare alla fase liquida. **Evaporazione e condensazione** sono quindi processi inversi.

TENSIONE DI VAPORE

Si chiama **tensione di vapore** la pressione che, a una data temperatura, il vapore esercita sulla superficie del liquido sottostante.

I valori della tensione di vapore sono diversi da liquido a liquido. La tensione di vapore è una misura della tendenza di un liquido a evaporare.

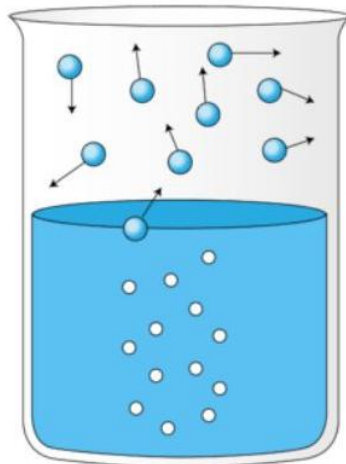
La tensione di vapore dipende dalla temperatura: i suoi valori aumentano all'aumentare della temperatura.

Evaporazione, condensazione ed ebollizione

L'**evaporazione** è un **processo endotermico** (= con assorbimento di calore) **di superficie**, in cui le molecole alla superficie del liquido passano allo stato di gas dopo aver rotto le interazioni intermolecolari che le tengono assieme alle molecole vicine.

L'evaporazione avviene a qualsiasi temperatura, perchè a qualsiasi temperatura è presente una frazione di molecole che ha sufficiente energia cinetica per rompere i legami intermolecolari.

La **condensazione** è il passaggio di stato opposto, in cui le molecole del gas passano allo stato liquido formando interazioni con altre molecole. E' **sempre esotermica**.



EBOLLIZIONE

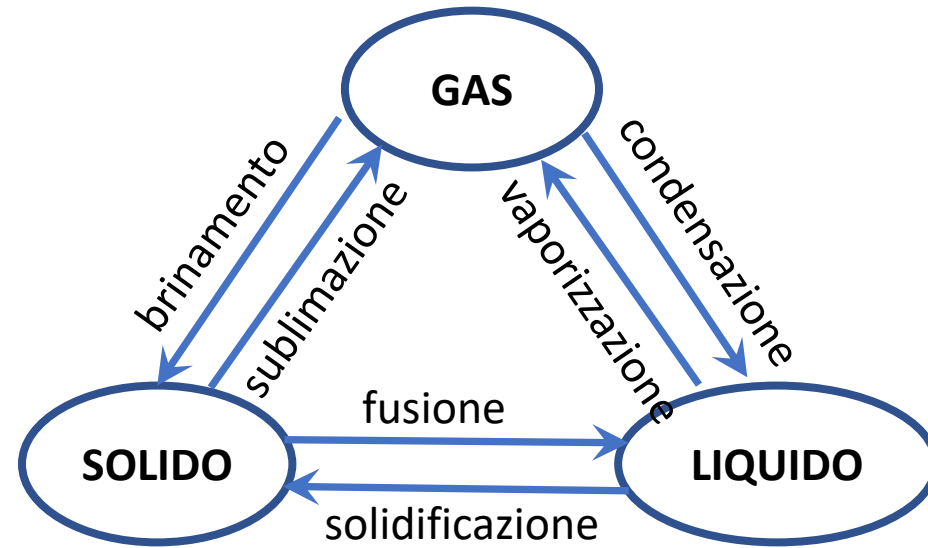
Quando la temperatura raggiunge la **temperatura di ebollizione**, la gran parte delle molecole possiede energia sufficiente per sfuggire allo stato liquido e passare allo stato di vapore. A questo punto si ha il fenomeno di **ebollizione** del liquido.

L'ebollizione coinvolge tutto il liquido (si formano bolle di vapore in tutto il liquido). Alla temperatura di **ebollizione la tensione di vapore del liquido è pari alla pressione esterna sul liquido**.

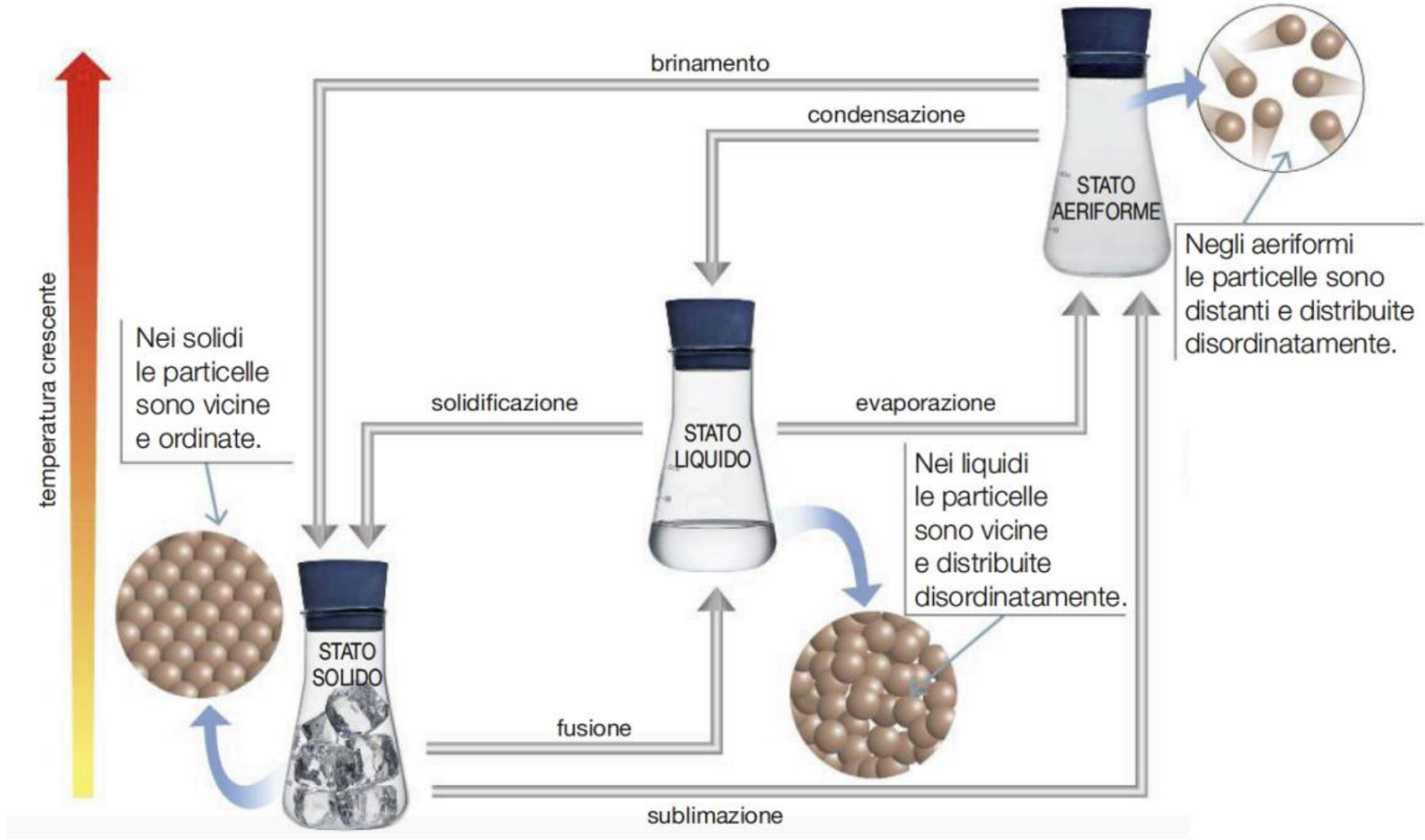
Più il liquido è volatile, minore è la temperatura di ebollizione.

Transizioni di stato

Quando la temperatura di un solido viene alzata, l'energia cinetica delle sue molecole aumenta. Ad una certa temperatura (**temperatura di fusione**), l'energia cinetica supera l'energia delle interazioni che tengono assieme il solido e questo diventa liquido. Il passaggio di stato da solido a liquido viene chiamato **fusione**. Il passaggio opposto, che avviene raffreddando il liquido, viene chiamato **solidificazione**.

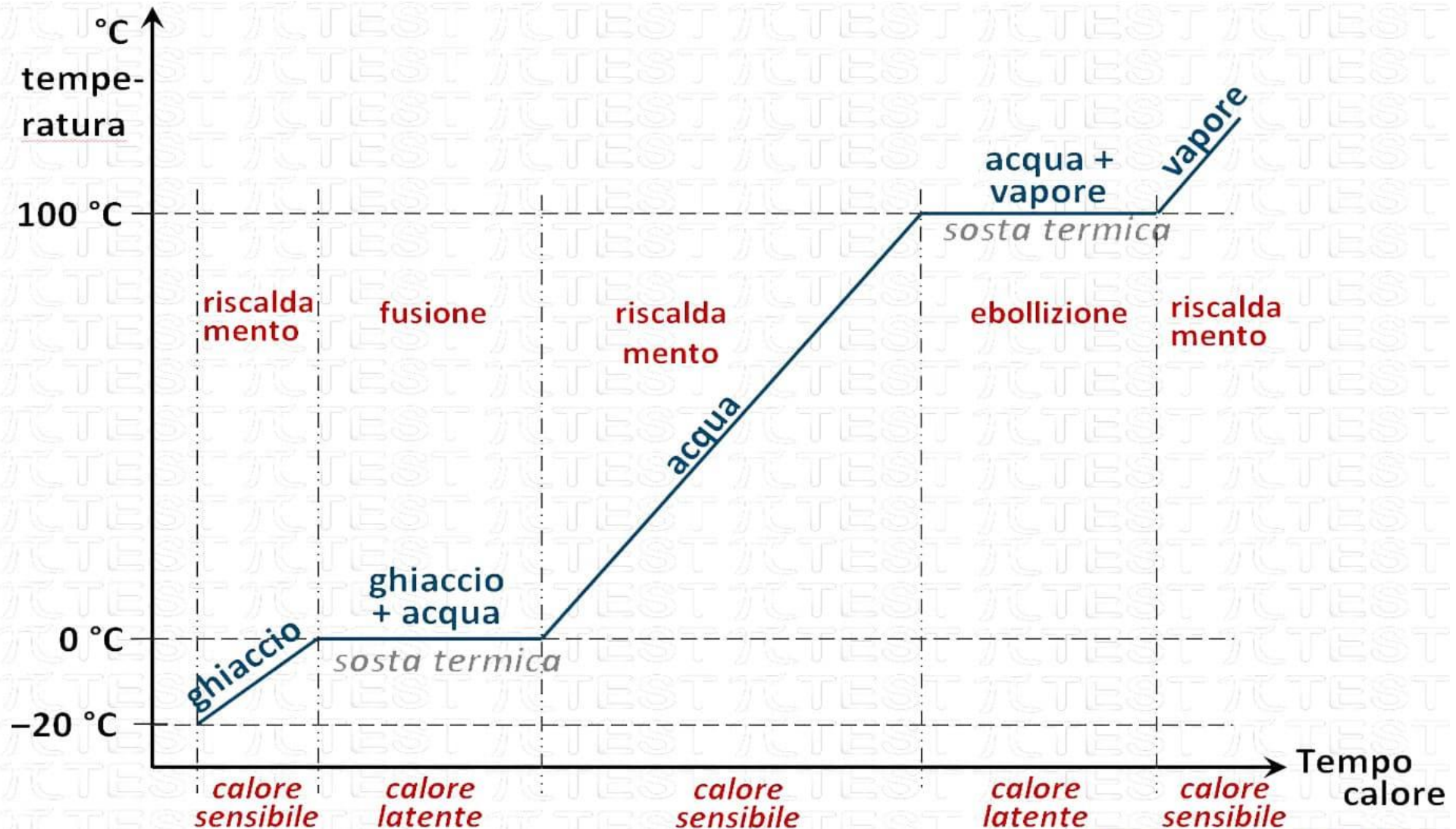


In particolari condizioni, un solido può passare direttamente allo stato gassoso. In questo caso il passaggio di stato (solido → gas) viene detto **sublimazione**. Il passaggio di stato opposto (gas → solido) viene chiamato **brinamento**.



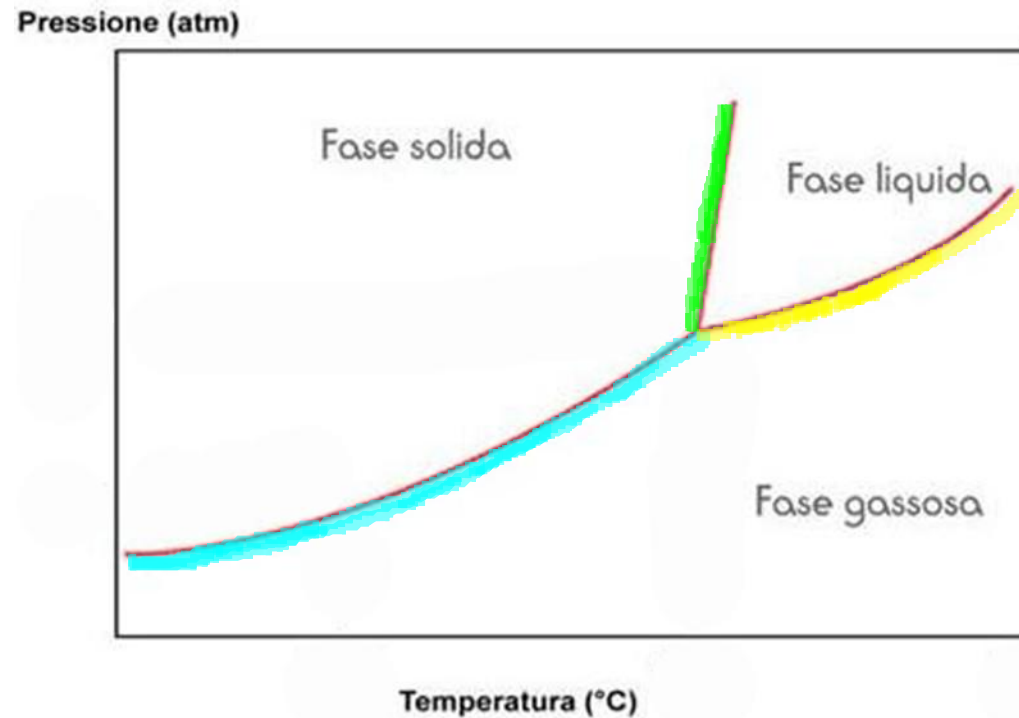
Gli stati di aggregazione dell'acqua

Gli stati di aggregazione sono determinati dal tipo di forze esistenti tra le particelle e, sottraendo o fornendo energia sotto forma di calore, si possono modificare queste forze facendo avvenire un cambiamento o passaggio di stato



Diagrammi di fase

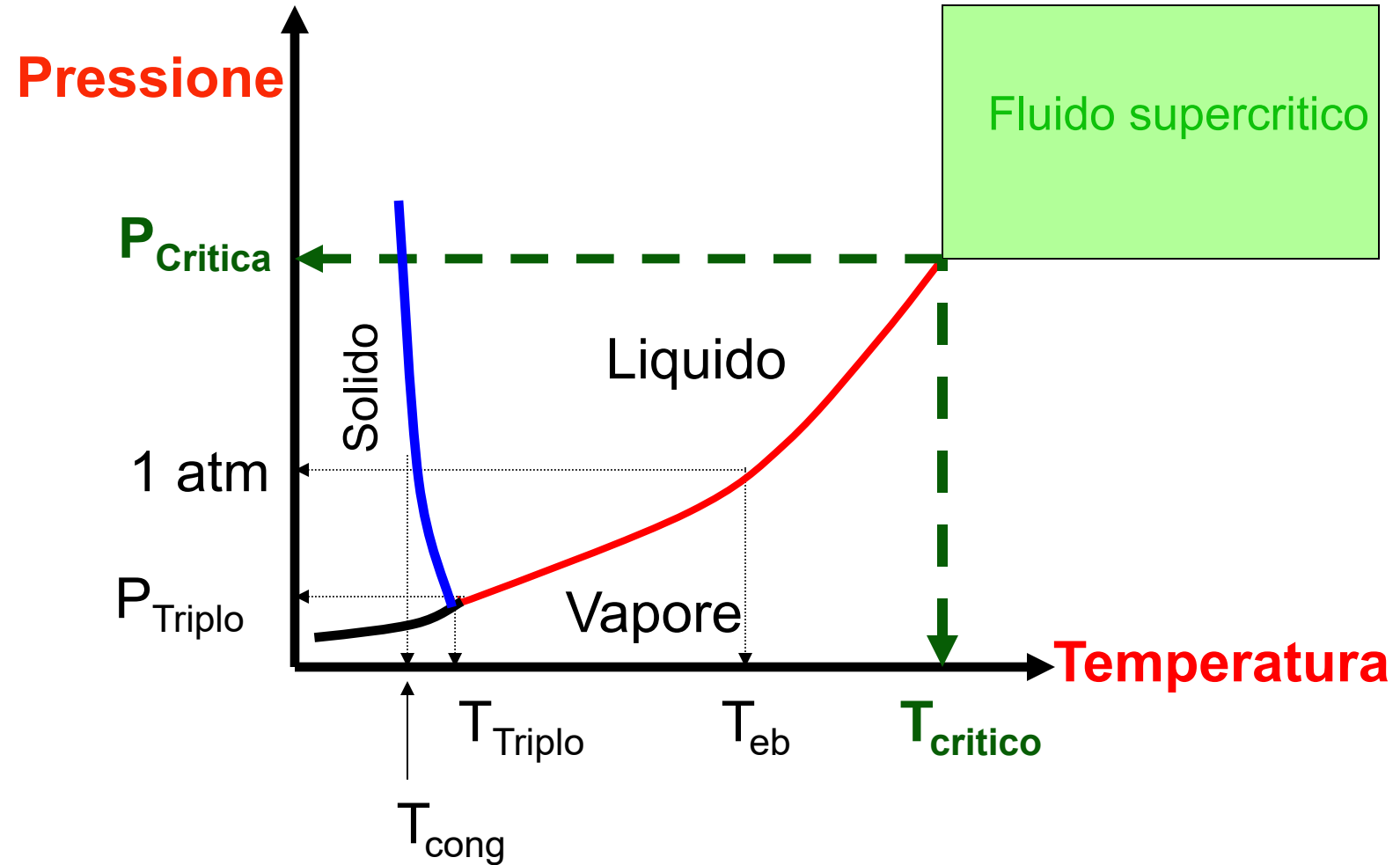
I diagrammi di fase riportano gli **stati di equilibrio** di una sostanza (elemento o composto) a diversi valori di temperatura (in ascissa) e pressione (in ordinata). Ciascun punto del diagramma rappresenta una condizione diversa di pressione e temperatura e indica lo stato della sostanza, solido, liquido o gassoso, **all'equilibrio**.



- La curva che divide le fase liquida e gassosa è quella della **pressione di vapore**, che rappresenta stati in cui il gas e il liquido coesistono all'equilibrio.
- La **curva di fusione** divide la fase solida dalla fase liquida e rappresenta condizioni di pressione e temperatura in cui il liquido e il solido coesistono all'equilibrio.
- La **curva di sublimazione** divide fase solido e fase gassosa e rappresenta condizioni di pressione e temperatura in cui gas e solido coesistono all'equilibrio.

(Nel caso più semplice) il diagramma di fase divide il piano p-T in tre zone, delimitate dai tre rami di curva discussi: ciascun ramo rappresenta il luogo dei punti di equilibrio fra due fasi mentre in ciascuna regione del piano p-T, la temperatura e la pressione sono tali per cui solo una fase (solida, liquida o gassosa) può esistere in condizioni di equilibrio. La temperatura a cui si ha **equilibrio solido-liquido** alla pressione di **1 atm** viene detta **temperatura normale di congelamento**; analogamente, la temperatura a cui si ha **equilibrio liquido-vapore** alla pressione di 1 atm viene detta **temperatura normale di ebollizione**. In generale, l'ebollizione è una transizione dalla fase liquida a quella vapore quando la pressione di vapore del liquido è uguale o maggiore della pressione esterna. **Mentre nell'evaporazione solo le molecole della superficie del liquido passano in fase vapore, nell'ebollizione, tutte le molecole del liquido (anche quelle che si trovano al di sotto della superficie) passano in fase vapore**: ciò si manifesta con la formazione di bolle di vapore nella massa del liquido. La formazione delle bolle è dovuta proprio al fatto che la pressione di vapore del liquido uguaglia la pressione esterna: infatti, affinché una bolla possa formarsi e crescere, bisogna che la pressione del vapore al suo interno sia uguale alla pressione esterna, che è uguale a quella atmosferica (più il piccolo contributo dovuto al peso del liquido soprastante).

Diagrammi di fase: H₂O



$$P_T = 4.58 \text{ mmHg}$$

$$T_T = 0.098 \text{ }^\circ\text{C} \quad \rightarrow \quad \text{Ghiaccio sublima}$$

$$T_{\text{eb}} = 100 \text{ }^\circ\text{C}$$

$$T_{\text{cong}} = 0 \text{ }^\circ\text{C}$$

Diagrammi di fase: CO_2

