



# STATI FISICI DELLA MATERIA: SOLIDI, LIQUIDI E GAS



## STATI FISICI DELLA MATERIA: SOLIDI, LIQUIDI E GAS



7.A PRE-REQUISITI

7.B PRE-TEST

7.C OBIETTIVI



7.1 INTRODUZIONE



7.2 LO STATO SOLIDO

7.2.1 IL RETICOLO CRISTALLINO

7.2.2 STRUTTURA E PROPRIETA'  
DEI DIVERSI TIPI DI SOLIDI



7.3 LO STATO LIQUIDO

7.3.1 PROPRIETA' DEI LIQUIDI



7.4 LO STATO GASSOSO



7.5 LEGGI DEI GAS IDEALI

7.5.1 LEGGI DI BOYLE, CHARLES, GAY LUSSAC

7.5.2 EQUAZIONE DI STATO DEI GAS PERFETTI

7.5.3 LEGGE DI DALTON DELLE  
PRESSIONI PARZIALI

7.5.4 ESERCIZI SVOLTI

7.6 EQUAZIONE DI VAN DER WAALS  
PER I GAS REALI

7.7 PASSAGGI DI STATO E DIAGRAMMI  
DI STATO

7.7.1 I PASSAGGI DI STATO

7.7.2 I DIAGRAMMI DI STATO

7.V VERIFICA SE HAI CAPITO

ESERCIZI



## STATI FISICI DELLA MATERIA: SOLIDI, LIQUIDI E GAS



### 7.A PRE-REQUISITI

Prima di iniziare a lavorare su questa Unità, dovresti essere in grado di:

- descrivere i tre stati fisici che la materia può assumere in base alle caratteristiche macroscopiche;
- comprendere il significato di un passaggio di stato;
- esemplificare i diversi stati fisici ed i passaggi di stato usando il modello particellare;
- mettere in relazione piano microscopico e piano macroscopico;
- conoscere i vari tipi di legame che possono stabilirsi nelle diverse situazioni;
- comprendere il concetto di mole e la sua relazione con la massa molare relativa;
- maneggiare agevolmente le più comuni unità di misura.

### 7.B PRE-TEST

1. Spiega le proprietà del diamante e della grafite in base alla loro struttura.

2. A quale temperatura (in °C) occorre portare un cilindro chiuso da 1500 cm<sup>3</sup>, contenente 10 g di CO<sub>2</sub>, affinché la pressione sia di 10 atm?

[Soluzione](#)

### 7.C OBIETTIVI

Al termine di questa Unità dovrai essere in grado di:

- enunciare le proprietà fondamentali dei tre stati fisici;
- comprendere le caratteristiche del reticolo cristallino, spiegando il significato della cella elementare nella struttura di un solido;
- descrivere la cella elementare e le caratteristiche principali dei più diffusi tipi di reticoli;
- descrivere in termini generali la struttura di un solido ionico, di un solido covalente e di un solido molecolare, e formulare per ogni categoria alcuni esempi;
- elencare le proprietà tipiche dei solidi ionici, covalenti e molecolari, mettendole in relazione con la





## STATI FISICI DELLA MATERIA: SOLIDI, LIQUIDI E GAS



struttura;

- comprendere l'equilibrio liquido-vapore e definire la tensione di vapore;
- definire le variabili che descrivono un gas, usando unità di misura appropriate;
- comprendere il significato di gas ideale, enunciare le leggi dei gas (Boyle, Charles, Gay Lussac, ) ed applicarle a calcoli;
- comprendere la legge di Dalton ed applicarla a calcoli su miscele gassose;
- formulare l'equazione di stato dei gas perfetti ed usarla per calcolare una variabile incognita;
- comprendere, in base alle caratteristiche dei gas reali, le differenze tra l'equazione di stato valida per i gas ideali e quella di Van der Waals per i gas reali;
- spiegare gli aspetti fondamentali della teoria cinetica dei gas;
- riguardo ai passaggi di stato, comprendere le variazioni di calore che li accompagnano, e definire il calore molare di fusione, evaporazione e sublimazione;
- giustificare l'andamento della curva di

raffreddamento o di riscaldamento di una sostanza in base ai fenomeni che si verificano alle varie temperature;

- comprendere il significato di un diagramma di stato ed estrarre le informazioni che da esso possono essere ricavate.

### 7.1 INTRODUZIONE

Parlando degli attributi della materia, abbiamo definito le caratteristiche principali degli stati fisici della materia:

- i **SOLIDI**: hanno forma, massa e volume definiti e non sono compressibili;
- i **LIQUIDI**: hanno massa e volume definiti, assumono la forma del recipiente e sono poco compressibili;
- i **GAS**: hanno massa definita, non hanno un volume definito, ma occupano tutto lo spazio disponibile (devono, quindi, essere conservati in recipienti chiusi), assumono la forma del recipiente e sono molto compressibili.



## STATI FISICI DELLA MATERIA: SOLIDI, LIQUIDI E GAS



Le caratteristiche dei solidi, dei liquidi e dei gas possono essere interpretate secondo considerazioni di cinetica, cioè sulla base delle possibilità di movimento delle particelle; in generale, l'energia cinetica media delle particelle aumenta al crescere della temperatura.

In un SOLIDO, le particelle sono disposte in modo ordinato le une vicine alle altre e non hanno energia sufficiente per vincere le forze di attrazione che le tengono insieme: i loro movimenti sono quindi molto limitati, sotto forma di vibrazione all'interno della struttura ordinata del solido.

In un LIQUIDO, le particelle, un po' più lontane tra loro e meno ordinate, hanno energia superiore; sono, quindi, in grado di vincere le forze che le trattengono e di muoversi con maggiore libertà che non in un solido, ma ancora in misura limitata.

In un GAS, infine, le particelle sono molto più lontane ed hanno energia decisamente superiore: si muovono, quindi, liberamente nello spazio disponibile.

Una trattazione completa della teoria cinetica dei gas

è stata sviluppata da [Maxwell](#) nel secolo scorso; essa verrà illustrata brevemente introducendo i gas.

A livello di proprietà macroscopiche, solidi e liquidi presentano alcune somiglianze: entrambi hanno un volume definito, sono poco o nulla comprimibili e hanno densità elevata; ciò può essere messo in relazione con il fatto che nei liquidi e nei solidi le particelle sono molto vicine e trattenute da forze attrattive efficaci nel limitare il loro movimento. Non mancano, comunque, le differenze: i liquidi si caratterizzano per la fluidità, che li porta ad assumere la forma del contenitore, e per una disposizione delle particelle meno ordinata e più variabile rispetto alla struttura di un solido cristallino.

Nei gas le particelle, più lontane e meno trattenute, possono occupare tutto lo spazio a disposizione: le specie gassose sono quindi caratterizzate da una bassa densità e da un'elevata comprimibilità.



## STATI FISICI DELLA MATERIA: SOLIDI, LIQUIDI E GAS



### 7.2 LO STATO SOLIDO



Quando si definiscono le proprietà generali dei solidi, in genere si fa riferimento ai solidi CRISTALLINI, caratterizzati da una struttura ordinata che si ripete regolarmente nello spazio.



Altre sostanze, pur presentando proprietà macroscopiche simili a quelle dei solidi, non hanno una struttura geometricamente regolare e vengono definiti solidi AMORFI; un tipico esempio è rappresentato dal vetro. Verranno qui descritti soltanto i solidi cristallini.



#### 7.2.1 IL RETICOLO CRISTALLINO

Il **RETICOLO CRISTALLINO**, che può essere determinato sperimentalmente mediante **DIFFRATTOMETRIA DI RAGGI X**, è la ripetizione nelle tre dimensioni dello spazio di una **CELLA ELEMENTARE** che rappresenta la più piccola porzione del reticolo stesso.



Pur nella varietà dei reticoli possibili, questi sono tutti riconducibili a 7 forme della cella elementare,

cui corrispondono 7 sistemi cristallini. Bravais dimostrò che a queste sette ne andavano aggiunte altre 7, differenti non per geometria ma per il numero di particelle contenute nella cella. Queste 14 celle, spesso indicate come “reticoli di Bravais”, permettono di spiegare le strutture dei cristalli, dalle più semplici fino a quelle più complesse.

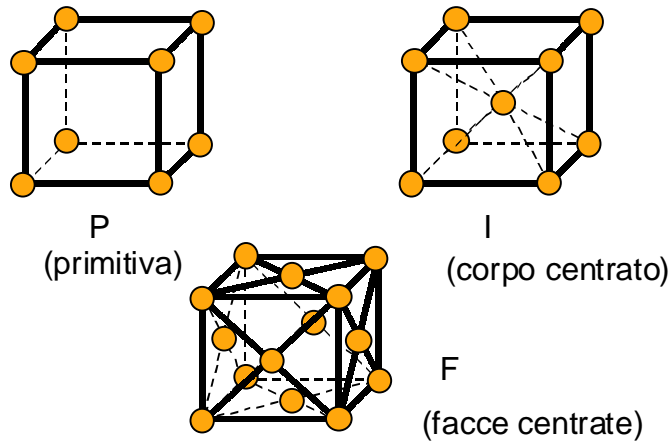
Ogni cella elementare è definita da tre parametri lineari (lunghezza degli spigoli) e da tre parametri angolari (angoli tra gli spigoli). La cella più semplice è quella cubica, caratterizzata da spigoli della stessa lunghezza e perpendicolari tra loro (angoli di  $90^\circ$ ). Se la cella cubica elementare contiene particelle solo ai vertici, viene detta cella cubica primitiva. Sono inoltre possibili una cella cubica a corpo centrato (una particella su ogni vertice e una al centro del cubo) e cubica a facce centrate (una particella su ogni vertice e una al centro di ogni faccia).



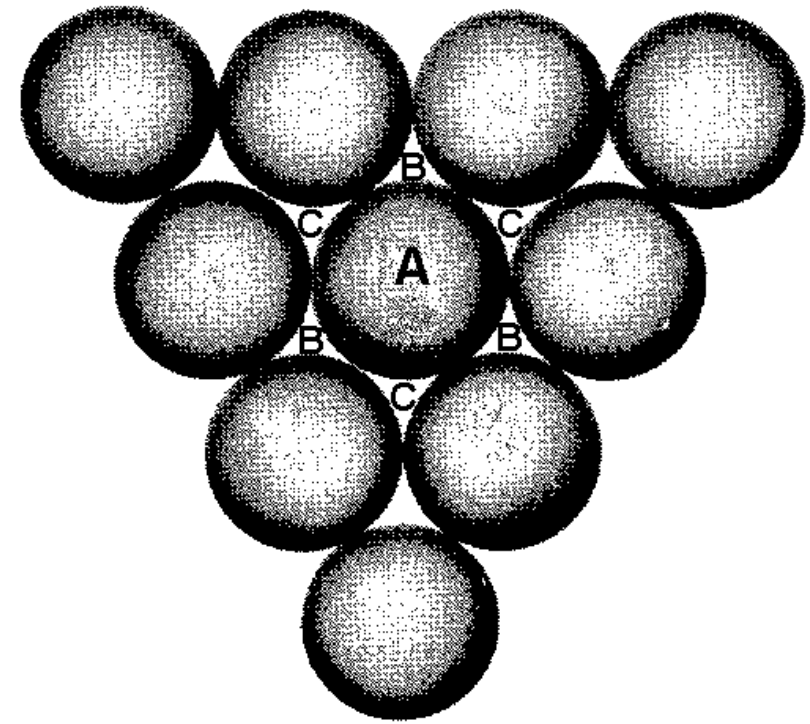
# STATI FISICI DELLA MATERIA: SOLIDI, LIQUIDI E GAS



Celle elementari di tipo cubico



Le particelle, che possono essere rappresentate come delle sferette, si dispongono nello spazio in vari modi, dando luogo a diversi impaccamenti; in alcune di queste strutture, che vengono chiamate **STRUTTURE COMPATTE** e sono caratteristiche di molti metalli, le particelle sono sistemate più vicine possibile, in modo da rendere minimi gli spazi vuoti. Le strutture compatte sono due: esagonale compatta e cubica compatta.



Come si può vedere nella figura, in uno strato compatto ogni sfera è a contatto con altre sei (consideriamo, ad esempio, la sfera centrale nella figura, indicata con la lettera A); nello strato successivo, le sfere tenderanno a disporsi in corrispondenza degli spazi vuoti tra le sfere del



## STATI FISICI DELLA MATERIA: SOLIDI, LIQUIDI E GAS



primo strato: come rappresentato in figura, ci sono sei spazi vuoti, indicati alternativamente con le lettere B e C. Indipendentemente dal fatto che le sfere del secondo strato occupino gli spazi B o quelli C, la sfera A sarà a contatto con altre tre sfere. Discorso analogo vale per lo strato sottostante a quello di partenza, in cui tre sfere saranno a contatto con la sfera A, che abbiamo preso come riferimento. In totale la sferetta A è a contatto con 12 sfere (6 nel suo strato, 3 in quello superiore e 3 in quello inferiore).

Uno dei parametri usati per definire una struttura è il

**NUMERO DI COORDINAZIONE**, che esprime il numero di particelle (o sferette) con le quali una particella è a contatto.

Nella struttura compatta che abbiamo appena descritto il numero di coordinazione è 12.

A seconda della posizione relativa dei diversi strati, si ottengono le due strutture citate in precedenza.

- STRUTTURA ESAGONALE COMPATTA:
  - secondo strato in corrispondenza dei vuoti B;
  - terzo strato esattamente nella posizione del primo strato (posizione della sfera A e di quelle circostanti);
  - gli strati successivi presentano una sequenza tipo ABABAB;
  - numero di coordinazione: 12.

- STRUTTURA CUBICA COMPATTA
  - secondo strato in corrispondenza dei vuoti B;
  - terzo strato in corrispondenza dei vuoti C;
  - gli strati successivi presentano una sequenza tipo ABCABC.

Osservando questa struttura secondo un angolo opportuno, si può notare che questa sistemazione corrisponde ad una struttura cubica a facce centrate;

- numero di coordinazione: 12.

Alcune sostanze presentano strutture diverse da quelle compatte:

- STRUTTURA CUBICA A CORPO CENTRATO



## STATI FISICI DELLA MATERIA: SOLIDI, LIQUIDI E GAS



- struttura cubica con l'aggiunta di una sferetta al centro di ogni cubo;



- ogni sfera è circondata da altre otto (numero di coordinazione: 8);

- esempi: Na, K e Fe.



### • STRUTTURA CUBICA SEMPLICE

- la disposizione delle particelle si identifica con quella di una cella cubica primitiva;

- numero di coordinazione: 6;

- esempi: NaCl, KBr.



### • STRUTTURA TETRAEDRICA

- ogni particella è circondata da altre 4 disposte ai vertici di un tetraedro;

- numero di coordinazione: 4;

- esempio: il ghiaccio (citato a proposito del [legame a idrogeno](#)).



### 7.2.2 STRUTTURA E PROPRIETA' DEI DIVERSI TIPI DI SOLIDI

Le particelle (atomi, molecole, ioni) che costituiscono un solido sono tenute insieme da legami chimici, che conferiscono al solido caratteristiche peculiari. I solidi possono essere classificati a seconda del tipo di legame che unisce le particelle.

#### 1. SOLIDI COVALENTI

Elementi come C e Si sono in grado di formare quattro legami covalenti, dando luogo a macrostrutture che possono essere considerate come un'unica molecola di grandi dimensioni. Essendo tenuti insieme da legami forti, questi solidi possono essere deformati con difficoltà, sono molto duri, hanno punti di ebollizione e di fusione molto alti. Inoltre, sono cattivi conduttori, in quanto gli elettroni sono localizzati in legami covalenti, e quindi poco liberi di muoversi.

Nel diamante, ad esempio, ogni atomo di carbonio (ibridato  $sp^3$ ) è legato attraverso legami covalenti con





## STATI FISICI DELLA MATERIA: SOLIDI, LIQUIDI E GAS



altri quattro secondo una geometria tetraedrica; struttura analoga hanno il Si ed il carburo di silicio (SiC). Anche nella silice (SiO<sub>2</sub>) l'atomo di Si è legato con 4 atomi di O posti ai vertici di un tetraedro in cui Si occupa il centro; inoltre, atomi di Si appartenenti a tetraedri adiacenti sono uniti da un atomo di O a ponte.

Tornando al carbonio, si può notare come il C possa cristallizzare in due forme diverse (diamante e grafite), dando luogo al fenomeno dell'allotropia. La grafite rappresenta la forma stabile a temperatura e pressione ordinaria, ma in realtà anche il diamante è stabile, in quanto la velocità della trasformazione diamante → grafite è molto bassa a T ambiente (si parla, in questo caso, di stabilità *cinetica*).

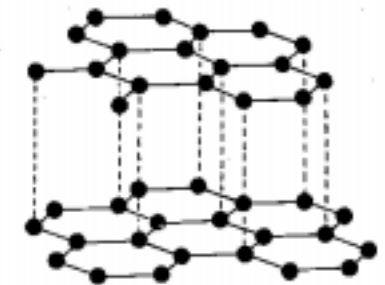
La struttura del diamante è già stata descritta. Nella grafite gli atomi sono disposti ad esagono su piani paralleli; ogni atomo di C ibridato sp<sup>2</sup> impegna tre elettroni in tre legami covalenti con atomi adiacenti, mentre il quarto elettrone risulta delocalizzato sull'intero strato. Da un lato, quindi, i forti legami covalenti all'interno di uno strato spiegano l'elevato

punto di fusione, mentre le deboli interazioni tra gli strati, che possono scorrere gli uni sugli altri, giustificano le sue proprietà di conduttore e di lubrificante.

Vi è anche una terza forma allotropica del C, ottenuta in laboratorio, e rappresentata da un gruppo di composti, detti fullereni; il composto più studiato ha 60 atomi di C.



a) diamante



b) grafite

### 2. SOLIDI IONICI

Composti costituiti da atomi con forte differenza di elettronegatività formano macrostrutture ioniche in cui gli elettroni vengono trasferiti alla specie più elettronegativa e gli anioni ed i cationi così formati



## STATI FISICI DELLA MATERIA: SOLIDI, LIQUIDI E GAS



sono tenuti insieme da legami ionici, di natura elettrostatica.

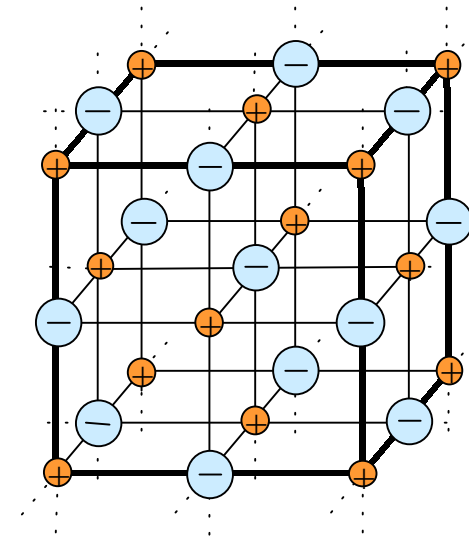


Le forti attrazioni tra ioni di carica opposta li rendono duri, ma se vengono colpiti di taglio lungo un determinato piano è possibile “sfaldare” il cristallo in due porzioni; sempre a causa delle forze di attrazione, i solidi ionici hanno punti di fusione elevati, anche se inferiori a quelli dei solidi covalenti. Inoltre, essi sono solubili nei solventi *polari*, come l'acqua, in cui si stabiliscono interazioni tra gli ioni del reticolo e le molecole del solvente; non si sciolgono, invece, nei solventi apolari. Allo stato solido sono cattivi conduttori, ma conducono allo stato fuso, perché la rottura del reticolo permette il movimento degli ioni.



Esempi di cristalli ionici sono rappresentati da NaCl e CsCl. La struttura di un cristallo ionico è condizionata dalle repulsione tra ioni a uguale carica, per cui gli ioni a carica opposta sono generalmente molto vicini. Il tipo di impaccamento dipende anche dalle dimensioni relative degli anioni e dei cationi; Il numero di coordinazione è dato dal numero di ioni di carica opposta che circondano uno ione: è 6 per

NaCl e 8 per CsCl.



Struttura cristallina del cloruro di potassio ( $K^+ = \text{orange circle with } +$ ;  $Cl^- = \text{blue circle with } -$ )

(numero di coordinazione: 6)

### 3. *SOLIDI MOLECOLARI*

I solidi dei non metalli e di composti dei non metalli sono formati da molecole in cui gli atomi sono legati



## STATI FISICI DELLA MATERIA: SOLIDI, LIQUIDI E GAS



tra loro tramite forti legami covalenti, mentre le singole molecole sono tenute insieme da deboli forze di Van der Waals.



A questi solidi appartengono, ad esempio, lo iodio, il saccarosio, il ghiaccio, la  $\text{CO}_2$  (ghiaccio secco), il gas neon a certi valori di temperatura e pressione.



Le molecole sono tenute insieme da forze intermolecolari deboli e possono facilmente essere separate, per cui i cristalli sono solitamente teneri e caratterizzati da bassi punti di ebollizione e fusione; se nella formazione del cristallo intervengono **legami a idrogeno**, più forti, le temperature di fusione sono più elevate. In presenza di forze



adirezionali (**Van der Waals, London**) le particelle tendono a disporsi più vicine possibile, attraverso impaccamenti compatti; in presenza di legame a idrogeno, parzialmente direzionale, esistono spazi più ampi, come ad esempio nel ghiaccio (geometria tetraedrica, più aperta).



Non contenendo elettroni delocalizzati, né ioni, non conducono. I composti apolari, come lo iodio, per l'assenza di interazioni di natura polare sono insolubili nei solventi polari, come l'acqua; sono



invece solubili in solventi apolari, come il tetraclorometano.

Un ultimo tipo di solidi è rappresentato dai SOLIDI METALLICI, già descritti in riferimento al **legame metallico**. La grande maggioranza dei metalli presenta strutture cristalline compatte.

### 7.3 LO STATO LIQUIDO

Lo stato liquido può essere considerato intermedio tra stato solido e stato gassoso: le molecole, che si muovono in modo caotico, sono tenute insieme da forze sufficienti ad evitarne la separazione, ma non a bloccarle in una struttura fissa. Un liquido è caratterizzato da una struttura dinamica, continuamente soggetta a modifiche, per cui è possibile riconoscere nei liquidi un ordine A CORTO RAGGIO, contrapposto all'ordine A LUNGO RAGGIO dei cristalli.



## STATI FISICI DELLA MATERIA: SOLIDI, LIQUIDI E GAS



### 7.3.1 PROPRIETA' DEI LIQUIDI

#### 1. TENSIONE SUPERFICIALE

Le molecole che si trovano all'interno della massa di un liquido sono soggette a forze attrattive da parte delle molecole circostanti in ogni direzione e la risultante di tutte queste forze è nulla. Al contrario, le forze che agiscono sulle molecole dello strato superficiale non sono distribuite in tutte le direzioni (al di sopra della superficie le molecole sono in numero decisamente minore), per cui la risultante delle forze sarà non nulla e diretta verso l'interno. Le molecole interne si trovano quindi ad avere energia inferiore rispetto a quelle in superficie, per cui il liquido tende a mantenere una superficie esterna minore possibile: la goccia rappresenta la forma geometrica con il più piccolo rapporto tra volume e area superficiale.

**TENSIONE SUPERFICIALE:** è l'energia richiesta per aumentare l'area superficiale di un liquido, portando molecole interne alla superficie, cioè ad un livello di energia più elevato. Quindi, il fatto che i liquidi tendano a contrarre la loro

superficie è una manifestazione della tendenza tipica di ogni sistema ad assumere lo stato con minore contenuto possibile di energia.

Si dice che un liquido bagna una superficie se si allarga su di essa formando un film. Tale fenomeno è legato all'equilibrio tra le forze di COESIONE (interazioni tra molecole simili) e le forze ADESIVE (interazioni tra molecole diverse).

- Forze di coesione > forze adesive: la goccia mantiene la sua forma
- Forze adesive > forze di coesione: la superficie viene bagnata dalla goccia che si rompe.

La tensione superficiale può essere abbassata usando i **TENSIOATTIVI**.

Se si osserva un tubo di vetro contenente acqua e uno contenente mercurio, si può notare che l'acqua forma un menisco concavo, curvato verso l'alto, e bagna il vetro; il mercurio forma un menisco convesso, curvato verso il basso, e non bagna il vetro, in quanto le forze di coesione tra gli atomi sono forti.



## STATI FISICI DELLA MATERIA: SOLIDI, LIQUIDI E GAS



### 2. VISCOSITA'

La viscosità rappresenta l'attrito interno di un liquido ed esprime la maggiore o minore facilità di scorrimento rispetto ad una superficie adiacente. Più forti sono le forze intermolecolari, maggiore è la viscosità, che in genere diminuisce al crescere della temperatura, in quanto un aumento di energia cinetica rende meno efficaci le attrazioni intermolecolari.



### 3. TENSIONE DI VAPORE

L'evaporazione è il passaggio allo stato gassoso delle molecole di un liquido. A parità di temperatura, un liquido evapora più o meno facilmente a seconda delle forze che mantengono unite le molecole.

Perché una particella si allontani dal liquido, deve possedere un'energia sufficiente per sottrarsi dall'attrazione delle altre molecole; quindi, avranno maggiore possibilità di allontanarsi le particelle che hanno energia più elevata (vedi [teoria cinetica dei gas](#)).

Se consideriamo un recipiente chiuso e mantenuto a temperatura costante, parzialmente riempito di un

liquido, si avrà inizialmente evaporazione di un certo numero di particelle (quelle ad energia più elevata) che, crescendo di numero, avranno una certa probabilità di dare ricondensazione, tornando allo stato liquido. I due fenomeni coesistono fino al raggiungimento di uno stato di [equilibrio](#), per cui il numero di particelle che abbandonano il liquido per evaporazione è uguale al numero di particelle che ricondensa.

[TENSIONE DI VAPORE](#) è la pressione esercitata da un vapore in equilibrio con il liquido, è costante a temperatura costante e generalmente aumenta al crescere della temperatura (seguendo l'equazione di [CLAUSIUS-CLAPEYRON](#)).

I liquidi con tensioni di vapore elevate vengono definiti VOLATILI, quelli con basse tensioni di vapore NON VOLATILI. Come altre proprietà viste in precedenza, anche la volatilità è legata alle forze intermolecolari.





# STATI FISICI DELLA MATERIA: SOLIDI, LIQUIDI E GAS

## 7.4 LO STATO GASSOSO

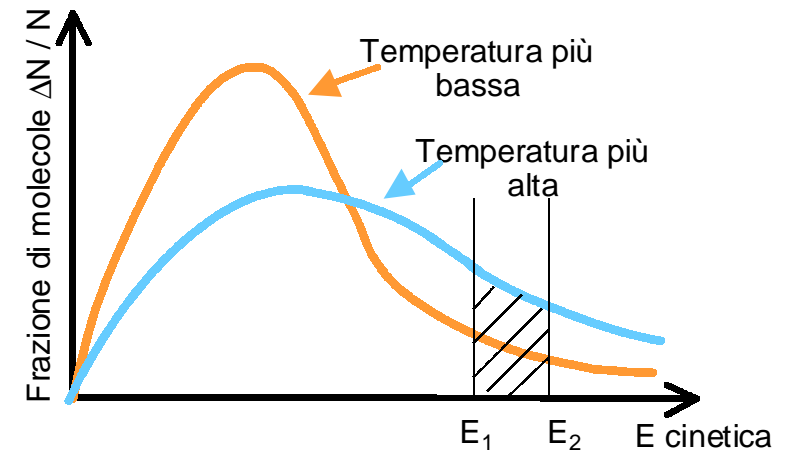


Le proprietà dei gas (a livello macroscopico e microscopico) sono già state più volte enunciate. Accenniamo ora brevemente alla **TEORIA CINETICA DEI GAS**, cui si è in varie occasioni fatto riferimento (*passaggi di stato*, *equilibrio chimico*, *cinetica*).

Le molecole di un gas sono in continuo movimento e possiedono ad un tempo  $t$  una certa energia cinetica, che non può essere determinata a causa dei continui urti tra le molecole, che producono continui scambi di energia. Quindi, ad un certo istante e ad una certa temperatura, non è possibile associare alle molecole un determinato valore di energia cinetica e di velocità, e bisogna ricorrere ad una valutazione di tipo statistico.

Grazie ai calcoli di Maxwell, è possibile rappresentare graficamente la distribuzione delle velocità di un gas ad una certa temperatura.

Teoria cinetica dei gas



L'area sottesa alla curva rappresenta la totalità delle molecole, mentre l'area tratteggiata rappresenta la frazione di molecole che hanno energia cinetica compresa nell'intervallo tra  $E_1$  e  $E_2$ ; l'ascissa corrispondente al massimo della curva corrisponde al valore di energia (e quindi di velocità) più probabile: si può notare un appiattimento della curva al crescere della temperatura, con un massimo in corrispondenza di un'energia più elevata, mentre



## STATI FISICI DELLA MATERIA: SOLIDI, LIQUIDI E GAS



L'area totale sottesa alla curva resta costante.



Tra i fenomeni che possono essere interpretati attraverso questo modello, si può citare la diffusione, cioè il mescolamento di gas diversi per effetto del movimento casuale. Essa è regolata dalla Legge di GRAHAM.



Prima di esaminare le leggi che descrivono il comportamento dei gas, consideriamo brevemente i parametri che permettono di definire lo stato gassoso, con le relative unità di misura.



### TEMPERATURA

La temperatura è la grandezza fisica che determina il verso del flusso di calore, in quanto il calore passa spontaneamente da un corpo a T più elevata ad un corpo a T più bassa. Tra le scale usate per misurare la temperatura, vengono usate due scale convenzionali ed una scala assoluta.



Le scale convenzionali sono la scala Fahrenheit, comunemente usata nei paesi anglosassoni, che non verrà qui utilizzata, e la scala Celsius; quest'ultima



divide l'intervallo di temperatura compreso tra le temperature di congelamento e di ebollizione dell'acqua (che corrispondono, quindi, a 0°C e 100°C, rispettivamente) in cento parti uguali (ogni parte viene detta grado e si indica con il simbolo °C).

La scala assoluta, o Kelvin (indicata con il simbolo K), si basa su fondamenti di natura termodinamica ed ha inizio allo zero assoluto. Le temperature di congelamento e di ebollizione dell'acqua corrispondono a 273 K e 373 K, rispettivamente.

Per convertire le temperature da una scala all'altra si usano le relazioni:

$$^{\circ}\text{C} = \text{K} - 273$$

$$\text{K} = ^{\circ}\text{C} + 273$$

### ESEMPI

0°C	corrispondono a	0 + 273 = 273 K
25°C	corrispondono a	25 + 273 = 298 K
100°C	corrispondono a	100 + 273 = 373 K
280 K	corrispondono a	280 - 273 = 7°C



## STATI FISICI DELLA MATERIA: SOLIDI, LIQUIDI E GAS



### VOLUME

Il volume è rappresentato dallo spazio occupato da una sostanza. L'unità di volume nel SI è il metro cubo ( $m^3$ ); in chimica si usano il  $dm^3$  ( $10^{-3} m^3$ ) ed il  $cm^3$  (cc,  $10^{-6} m^3$ ); le unità litro (l) e millilitro (ml), seppur meno rigorose, sono ancora ampiamente usate.



### PRESSIONE

La pressione è definita come forza per unità di area. L'unità di pressione nel SI è il Pascal (Pa), che corrisponde ad un newton (N) per  $m^2$ ; nella pratica, l'uso di questa unità è ancora limitata. Si usano più frequentemente:

- l'atmosfera (atm) corrispondente alla pressione esercitata da una colonna di mercurio alta 760 mm
- il torricelli (Torr) corrispondente ad  $1/760$  di atm (cioè alla pressione esercitata da 1 mm di Hg)

La relazione con il Pa è

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



### ESEMPI

0,5 atm corrispondono a  $760 \times 0,5 = 380$  Torr  
 (1 atm : 760 Torr = 0,5 atm : x)

2 atm corrispondono a  $760 \times 2 = 1520$  Torr  
 (1 atm : 760 Torr = 2 atm : x)

190 Torr corrispondono a  $190/760 = 0,25$  atm  
 (1 atm : 760 Torr = x : 190)

70500 Pa corrispondono a  $70500/101325 = 0,696$  atm  
 (1 atm : 101325 Pa = x : 70500 Pa)

0,3 atm corrispondono a  $0,3 \times 101325 = 30397,5$  Pa  
 (1 atm : 101325 Pa = 0,3 atm : x)

## 7.5 LEGGI DEI GAS IDEALI

Le leggi dei gas sono state enunciate in riferimento ad un **GAS IDEALE** (o gas perfetto), che presenta queste caratteristiche:

- le particelle sono soggette a continui movimenti casuali;
- le particelle hanno volume trascurabile rispetto al volume del gas;





## STATI FISICI DELLA MATERIA: SOLIDI, LIQUIDI E GAS



- non vi sono interazioni tra le particelle;
- gli urti tra le particelle sono perfettamente elastici.



In pratica, i gas reali si avvicinano tanto più a questi comportamenti quanto più sono a bassa pressione e ad alta temperatura.



Per i gas lo stato preso come riferimento è rappresentato dalle cosiddette CONDIZIONI NORMALI (c.n.):

$$P = 1 \text{ atm}; T = 0^\circ\text{C} \text{ (cioè } 273 \text{ K)}$$



### 7.5.1 LEGGI DI BOYLE, CHARLES E GAY LUSSAC



Le leggi dei gas, scoperte a partire dal 1600, stabiliscono una relazione tra i valori di una coppia di variabili (P, V, T) relative ad una certa quantità di gas (che non varia) quando la terza viene mantenuta costante.



La LEGGE DI BOYLE esprime la relazione tra P e V a T costante: per una certa quantità di gas a temperatura costante, il volume del gas è



inversamente proporzionale alla sua pressione.

$$PV = \text{cost} \quad (\text{legge isoterma, } T = \text{cost}).$$

Date due condizioni (1 e 2), essa può essere espressa anche come:  $P_1V_1 = P_2V_2$

#### ESEMPIO

Una certa quantità di  $N_2$  occupa alla pressione di 21,5 atm un volume di 50,0 l. Calcolare il volume occupato dalla stessa quantità di gas se viene portata ad una pressione di 1,55 atm, a T costante.

Applichiamo la relazione che lega pressione e volume:  $P_1V_1 = P_2V_2$

$$P_1 = 21,5 \text{ atm}$$

$$V_1 = 50,0 \text{ l}$$

$$P_2 = 1,55 \text{ atm}$$

$$V_2 = ?$$

$$V_2 = P_1V_1/P_2 = 21,5 \times 50,0/1,55 = 694 \text{ l}$$



## STATI FISICI DELLA MATERIA: SOLIDI, LIQUIDI E GAS



La LEGGE DI CHARLES esprime la relazione tra P e T a V costante: la pressione di una certa quantità di gas a volume costante è direttamente proporzionale alla T assoluta.



$P/T = \text{cost}$  (legge isocora,  $V = \text{cost}$ )



o anche:  $P_1/T_1 = P_2/T_2$



La LEGGE DI GAY-LUSSAC esprime la relazione tra V e T a P costante ed è analoga alla legge di Charles



$V/T = \text{cost}$  (legge isobara,  $P = \text{cost}$ )



oppure:  $V_1/T_1 = V_2/T_2$



### ESEMPIO

Una massa di gas occupa alla temperatura di 48°C un volume di 323 cm<sup>3</sup>; calcolare il volume occupato se viene portata a 100°C mantenendo P costante.

Applichiamo la relazione che lega V e T a P costante nella forma:  $V_1/T_1 = V_2/T_2$

$$V_1 = 323 \text{ cm}^3$$

$$T_1 = 48^\circ\text{C} = 48 + 273 = 321\text{K}$$

$$V_2 = ?$$

$$T_2 = 100^\circ\text{C} = 373 \text{ K}$$

$$V_2 = V_1 \times T_2/T_1 = 323 \times 373/321 = 375 \text{ cm}^3$$

Combinando queste leggi si ottiene la relazione:

$PV/T = \text{cost}$ , oppure:

$$\frac{P_1 V_1}{T_1} = \frac{P_2 V_2}{T_2}$$

che può essere usata quando variano due parametri



## STATI FISICI DELLA MATERIA: SOLIDI, LIQUIDI E GAS



per calcolare il terzo (vedi [esercizi svolti](#)).



In questa relazione il volume e la pressione possono essere espresse in qualsiasi unità di misura, purché uguali per gli stati iniziale e finale; la temperatura va invece espressa in scala assoluta.



### 7.5.2 EQUAZIONE DI STATO DEI GAS PERFETTI

Questa legge mette in relazione le variabili, che nelle leggi viste prima venivano considerate a due a due, tutte contemporaneamente. Partendo dalla relazione vista prima:  $PV/T = \text{cost}$ , possiamo ricavare il valore di una costante, che chiameremo  $R$ , e che per 1 mole di gas (corrispondente a 22,4 l, [volume molare dei gas](#), cioè volume occupato da una mole di qualsiasi gas) alla pressione di 1 atm ed alla  $T$  di 273 K vale:

$$R = PV/T = 1 \text{ atm} \times 22,4 \text{ l mol}^{-1} / 273 \text{ K}$$

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

Il valore di  $R$  cambia se si adottano altre unità di misura.

Per 1 mole di un qualsiasi gas, possiamo scrivere:

$$PV = RT$$

E per  $n$  moli di gas:

$$PV = nRT$$

### EQUAZIONE DI STATO DEI GAS PERFETTI

Quando si sostituiscono i valori numerici, la  $P$  va espressa in atmosfere, il  $V$  in litri, la  $T$  in Kelvin. Modificando opportunamente questa relazione è possibile risalire al peso molecolare ed alla densità del gas (vedi [esercizi svolti](#)).

### ESEMPI

- Calcola il volume occupato da 0,625 moli di metano  $\text{CH}_4$  alla temperatura di  $50^\circ\text{C}$  ed alla pressione di 0,50 atm.





## STATI FISICI DELLA MATERIA: SOLIDI, LIQUIDI E GAS



Applichiamo l'equazione di stato dei gas ideali:

$$PV = nRT$$

$$P = 0,50 \text{ atm}$$

$$V = ?$$

$$n = 0,625 \text{ mol}$$

$$R = 0,0821$$

$$T = 50 + 273 = 323 \text{ K}$$

$$V = nRT / P = 0,625 \times 0,0821 \times 323 / 0,50 = 33,1 \text{ l}$$

- Calcola il volume occupato a 10°C e 900 Torr da 0,30 mol di O<sub>2</sub>.

Applichiamo l'equazione di stato dei gas perfetti:

$$PV = nRT$$

$$P = 900/760 = 1,18 \text{ atm}$$

$$V = ?$$

$$n = 0,30$$

$$R = 0,0821$$

$$T = 273 + 10 = 283 \text{ K}$$

$$V = nRT/P = 5,91 \text{ l}$$



### 7.5.3 LEGGE DI DALTON DELLE PRESSIONI PARZIALI

La pressione totale di una miscela di gas è uguale alla somma delle pressioni parziali che ciascun gas eserciterebbe se occupasse da solo lo stesso volume:

$$P_{\text{tot}} = p_1 + p_2 + p_3 + \dots = \Sigma p_i$$

dove  $p_1, p_2, p_3, \dots, p_i$  rappresentano le pressioni parziali relative ai componenti della miscela.

La pressione parziale di ogni componente è data dal prodotto della pressione totale per la **frazione molare** di quel componente; per il componente  $i$ -esimo:

$$p_i = P_{\text{tot}} \times \chi_i \text{ (dove } \chi_i = \text{moli}_i / \text{moli}_{\text{tot}} \text{).}$$



## STATI FISICI DELLA MATERIA: SOLIDI, LIQUIDI E GAS



### ESEMPIO

Calcola la pressione totale esercitata da 5,22 moli di  $H_2$  e da 0,116 moli di  $N_2$  in un volume di 40,5 l alla temperatura di 18,5 °C.

Calcoliamo le pressioni parziali dei due gas applicando l'equazione di stato dei gas perfetti ad entrambi i componenti:

$$p(H_2) = nRT/V = 5,22 \times 0,0821 \times 291,5/40,5 = 3,08 \text{ atm}$$

$$p(N_2) = nRT/V = 0,116 \times 0,0821 \times 291,5/40,5 = 0,0685 \text{ atm}$$

$$P_{\text{totale}} = 3,08 \text{ atm} + 0,0685 \text{ atm} = 3,15 \text{ atm}$$

### 7.5.4 ESERCIZI SVOLTI

1) 1,50 l di gas alla pressione di 2,25 atm vengono fatti espandere fino ad un volume finale di 8,10 l a T costante. Calcola la P finale del gas espressa in Torr.

Applichiamo la legge di Boyle:  $PV = \text{costante}$

$$P_1 V_1 = P_2 V_2$$

$$P_1 = 2,25 \text{ atm} \quad V_1 = 1,50 \text{ l}$$

$$P_2 = ? \quad V_2 = 8,10 \text{ l}$$

$$P_2 = 2,25 \times 1,50/8,10 = 0,417 \text{ atm}$$

2) Calcola la pressione (in atm) che deve essere applicata ad un gas che alla temperatura di 85,6°C e alla pressione di  $2,10 \cdot 10^4 \text{ Pa}$  occupa un volume di 130 l perché occupi un volume di 178 l alla temperatura di 341°C.

Applichiamo la relazione.

$$\frac{P_1 V_1}{T_1} = \frac{P_2 V_2}{T_2}$$



## STATI FISICI DELLA MATERIA: SOLIDI, LIQUIDI E GAS



$$P_1 = 2,10 \cdot 10^4 \text{ Pa} \quad V_1 = 130 \text{ l} \quad T_1 = 358,6 \text{ K}$$

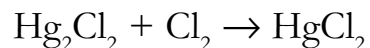
$$P_2 = ? \quad V_2 = 178 \text{ l} \quad T_2 = 614 \text{ K}$$



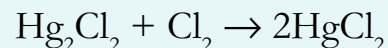
Sostituendo, si ottiene:  $P_2 = 2,62 \cdot 10^4 \text{ Pa}$ .  
 $2,62 \cdot 10^4 \text{ Pa} / 101325 \text{ Pa atm}^{-1} = 0,259 \text{ atm}$



3) *Calcola quanti litri di  $\text{Cl}_2$  sono necessari per trasformare a  $10^\circ\text{C}$  e 758 Torr 10 g di  $\text{Hg}_2\text{Cl}_2$  in  $\text{HgCl}_2$ , secondo la reazione:*



Procediamo al bilanciamento della reazione e otteniamo:



10 g di  $\text{Hg}_2\text{Cl}_2$  (massa molare =  $473 \text{ g mol}^{-1}$ ) corrispondono a:

$$\text{moli} (\text{Hg}_2\text{Cl}_2) = 10 \text{ g} / 473 \text{ g mol}^{-1} = 0,021 \text{ mol}$$

Essendo uguali i coefficienti stechiometrici di  $\text{Hg}_2\text{Cl}_2$  e di  $\text{Cl}_2$ , le moli di  $\text{Cl}_2$  necessarie sono:

$$\text{moli} (\text{Cl}_2) = 0,021 \text{ mol}$$



che, per il ***volume molare dei gas***, corrispondono a:

$$0,021 \text{ mol} \times 22,4 \text{ l mol}^{-1} = 0,470 \text{ l a condizioni normali (1 atm e 273 K)}$$

Per calcolare il corrispondente volume nelle nuove condizioni, applichiamo la relazione:

$$\frac{P_1 V_1}{T_1} = \frac{P_2 V_2}{T_2}$$

dove:

$$P_1 = 1 \text{ atm} = 760 \text{ Torr}$$

$$T_1 = 273 \text{ K}$$

$$V_1 = 0,470 \text{ l}$$

$$P_2 = 758 \text{ Torr}$$

$$T_2 = 283 \text{ K}$$

$$V_2 = ?$$

Troviamo che  $V_2 = 0,488 \text{ l}$



## STATI FISICI DELLA MATERIA: SOLIDI, LIQUIDI E GAS



4) Calcola la pressione esercitata da 35,10 g di  $N_2$  in un recipiente del volume di 14,9 l alla temperatura di  $-18,0^\circ C$ .



35,10 g corrispondono a:  
 $35,10 \text{ g} / 28 \text{ g mol}^{-1} = 1,254 \text{ mol}$



Applichiamo l'equazione di stato dei gas perfetti:

$$PV = nRT$$

$$P = nRT/V = 1,254 \times 0,0821 \times 255 / 14,9 = 1,76 \text{ atm}$$



5) Calcola la massa molare di un gas, 1,739 g del quale occupano un volume di  $381 \text{ cm}^3$  alla pressione di 685 Torr e alla temperatura di  $65,0^\circ C$ .



Nell'equazione di stato dei gas perfetti compare il numero di moli, che si può ottenere dividendo la massa (m) per la massa molare (MM) della sostanza; quindi, conoscendo tutti gli altri parametri, è possibile risalire alla massa molare.



$$PV = \frac{m}{MM} RT$$

$$MM = m RT / PV$$

$$m = 1,739 \text{ g}$$

$$V = 0,381 \text{ l}$$

$$R = 0,0821$$

$$T = 338 \text{ K}$$

$$P = 685 \text{ Torr} / 760 \text{ Torr atm}^{-1} = 0,901 \text{ atm}$$

Si ottiene una massa molare di  $141 \text{ g mol}^{-1}$

6) Calcolare la massa molare di un gas che ha densità 1,435 alla temperatura di  $26,4^\circ C$  e alla pressione di 0,838 atm

Nella relazione precedente:  $MM = m RT / PV$  introduciamo  $d = m/V$ ; si ottiene:

$$MM = dRT/P$$

Sostituendo, si ottiene:  $MM = 42,1 \text{ g mol}^{-1}$



## STATI FISICI DELLA MATERIA: SOLIDI, LIQUIDI E GAS



In altri problemi che richiedono l'uso della densità, si procede analogamente, applicando la definizione di densità ed inserendola, se necessario, nell'equazione dei gas perfetti.

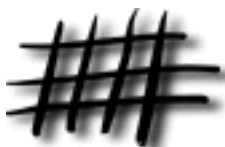


7) Calcolare le pressioni parziali e le quantità in grammi di  $H_2$ ,  $O_2$  ed  $N_2$  presenti in una miscela che occupa un volume di 10,0 l alla temperatura di  $32^\circ C$  e alla pressione di 657 Torr, sapendo che la composizione in volume della miscela è

$H_2$  10,2 %

$O_2$  14,9 %

$N_2$  74,9 %



Per un gas a c.n. il volume è proporzionale alle moli; quindi, se consideriamo 100 moli avremo:

10,2 mol di  $H_2$

14,9 mol di  $O_2$

74,9 mol di  $N_2$

Quindi, le pressioni parziali (tenendo conto che la P totale è uguale a  $657/760 = 0,864$  atm) sono date da:

$$p(H_2) = (\text{moli } H_2 / \text{moli totali}) \times P = (10,2/100) \times 0,864 = 0,088 \text{ atm}$$



$$p(O_2) = (\text{moli } O_2 / \text{moli totali}) \times P = (14,9/100) \times 0,864 = 0,129 \text{ atm}$$

$$p(N_2) = (\text{moli } N_2 / \text{moli totali}) \times P = (74,9/100) \times 0,864 = 0,647 \text{ atm}$$

Sapendo che per ciascuno dei tre componenti:

$$pV = RT \times (m/MM), \text{ ricaviamo } m.$$

$$m(H_2) = p(H_2) \times V \times MM(H_2) / RT = 0,088 \times 10,0 \times 2,01 / (0,0821 \times 305) = 0,071 \text{ g}$$

Analogamente, per le altre componenti si ottiene:

$$m(O_2) = 1,65 \text{ g}$$

$$m(N_2) = 7,24 \text{ g}$$





# STATI FISICI DELLA MATERIA: SOLIDI, LIQUIDI E GAS



## 7.6 EQUAZIONE DI VAN DER WAALS PER I GAS REALI



Passando dai gas ideali ai gas reali, si hanno delle modifiche nel comportamento del gas: l'aumento della pressione e la diminuzione della temperatura favoriscono le interazioni tra le molecole, che si avvicinano progressivamente; inoltre, all'aumentare della pressione si riduce il volume disponibile, per cui il volume occupato dalle particelle non è più trascurabile.



Quindi, per i gas reali l'equazione di stato deve essere modificata riguardo a due aspetti:



- il volume materialmente occupato dalle molecole non è trascurabile rispetto al volume del recipiente che contiene il gas;



- vi sono interazioni tra le molecole del gas.



EQUAZIONE DI **VAN DER WAALS** PER I GAS REALI

$$\left(P + a \frac{n^2}{V^2}\right) (V - nb) = nRT$$

che riferita ad una mole ( $n = 1$ ) diventa:

$$\left(P + \frac{a}{V^2}\right) (V - b) = RT$$

\* Termine  $\left(P + a \frac{n^2}{V^2}\right)$ :

se tra le molecole di un gas vi sono forze attrattive, aumenta la durata media degli urti e, di conseguenza, diminuisce il numero di urti per unità di tempo; quindi, la pressione esercitata dal gas sulle pareti del recipiente è minore di quella di un gas ideale mantenuto nelle stesse condizioni.

$$P_{\text{reale}} = P_{\text{ideale}} - a \times n^2/V^2, \text{ oppure}$$



# STATI FISICI DELLA MATERIA: SOLIDI, LIQUIDI E GAS



$$P_{\text{ideale}} = P_{\text{reale}} + a \frac{n^2}{V^2}$$



dove  $a$  è una costante che assume valori diversi per ogni gas.



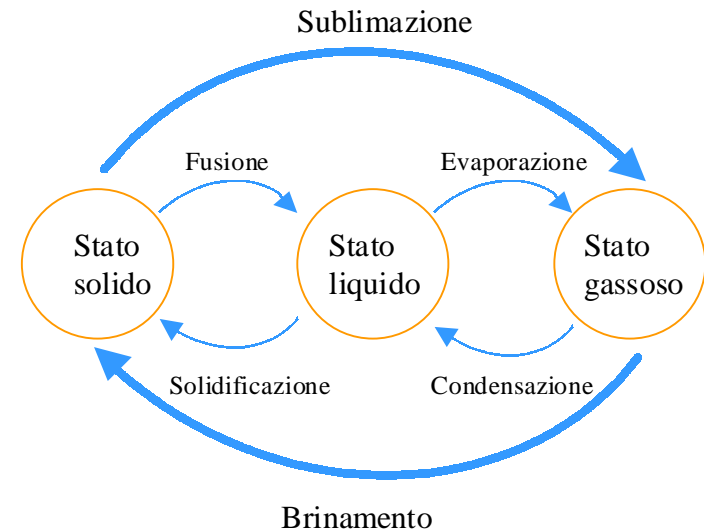
\* Termine  $(V - nb)$ :

il volume realmente a disposizione delle particelle si ottiene sottraendo al volume del recipiente  $V$  quello occupato dalle molecole; quest'ultimo è rappresentato dal termine  $nb$ , in cui compaiono il numero di moli ed una costante  $b$  tipica di ogni gas.



## 7.7 PASSAGGI DI STATO E DIAGRAMMI DI STATO

### 7.7.1 I PASSAGGI DI STATO



I passaggi di stato

Dopo aver visto i tre stati fisici nei quali la materia può presentarsi, esaminiamo i principali passaggi da uno stato all'altro e le variazioni di energia che li



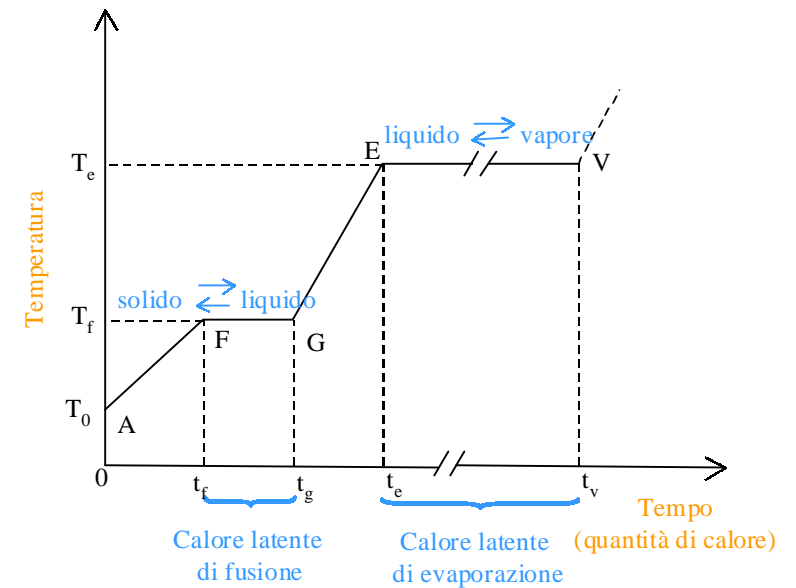
## STATI FISICI DELLA MATERIA: SOLIDI, LIQUIDI E GAS



caratterizzano: guardando lo schema riportato sopra, nei passaggi verso destra si deve fornire energia al sistema dall'esterno, mentre in quelli verso sinistra è il sistema che cede energia.



Consideriamo i fenomeni che si verificano durante il progressivo riscaldamento di un solido alla pressione costante di 1 atm; riportiamo su un diagramma le temperature della specie in esame in funzione del tempo (assumendo che la quantità di calore fornita sia costante nel tempo).



Curva di riscaldamento di una sostanza con i passaggi di stato solido-liquido-vapore

- SEGMENTO AF: nel tempo compreso tra 0 e  $t_f$  il calore fornito fa aumentare la temperatura dal valore iniziale  $T_0$  a  $T_f$  e di conseguenza aumenta l'energia cinetica delle particelle (vedi [teoria cinetica dei gas](#)).



## STATI FISICI DELLA MATERIA: SOLIDI, LIQUIDI E GAS



- SEGMENTO FG: alla temperatura  $T_f$  l'energia cinetica media delle particelle è sufficiente per produrre la rottura del reticolo ed il solido fonde:  $T_f$  è la TEMPERATURA DI FUSIONE. A questa temperatura solido e liquido sono in equilibrio e le tensioni di vapori del liquido e del solido sono uguali. Continuando a fornire calore, la temperatura e l'energia cinetica delle particelle non aumentano, perché l'energia fornita viene usata per rompere i legami del reticolo. Questa energia che non provoca un aumento di temperatura viene definita CALORE LATENTE DI FUSIONE, (visto che siamo a P costante, questi calori sono delle *entalpie*  $\Delta H_{fus}$ ).

- SEGMENTO GE: al punto G tutto il solido è fuso ed il sistema è tutto allo stato liquido; continuando a fornire calore aumentano la temperatura e l'energia cinetica delle particelle fino alla temperatura  $T_e$ , a cui il liquido inizia a bollire;  $T_e$  è la TEMPERATURA DI EBOLLIZIONE, che convenzionalmente si determina alla pressione di 1 atm e alla quale la tensione di vapore di un liquido è uguale alla pressione esterna.

- SEGMENTO EV: alla temperatura  $T_e$  la

tensione di vapore del liquido è uguale alla pressione esterna ed il liquido bolle. Continuando a fornire calore, l'ebollizione continua, la temperatura (e quindi l'energia cinetica delle particelle) è costante ed il liquido progressivamente evapora. Al punto V tutto il liquido è passato sotto forma di vapore, che nel tratto successivo aumenta di temperatura perché si continua a fornire calore dall'esterno. Il calore necessario per far evaporare una mole di liquido è il CALORE LATENTE DI EVAPORAZIONE (a P costante, *entalpia* molare di evaporazione), i cui valori sono generalmente più alti rispetto a quelli per il passaggio solido  $\rightarrow$  liquido. Gli stessi valori numerici dei calori latenti di fusione ed evaporazione, cambiati di segni, sono validi per i processi di condensazione e solidificazione, in cui il sistema cede energia all'esterno.

Alcuni solidi hanno una tensione di vapore sufficientemente elevata ed evaporano a temperatura ambiente: l'evaporazione dei solidi è chiamata sublimazione, mentre il processo inverso (vapore  $\rightarrow$  solido) si chiama brinamento.

Anche per questi processi si possono definire e



## STATI FISICI DELLA MATERIA: SOLIDI, LIQUIDI E GAS



misurare le relative entalpie.



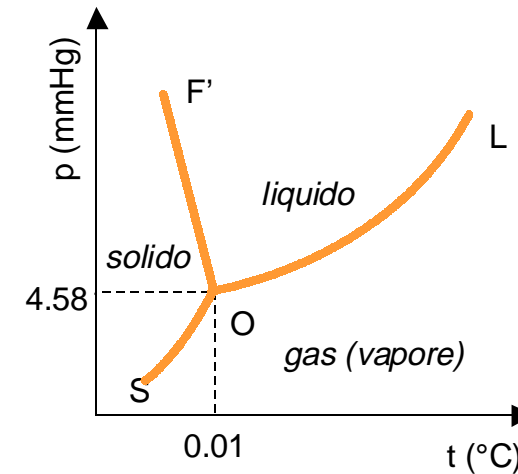
### 7.7.2 I DIAGRAMMI DI STATO

Il cosiddetto **DIAGRAMMA DI STATO** di una specie chimica pura consente:

- di conoscere in funzione della temperatura e della pressione i campi di stabilità di ogni stato fisico;
- di definire le condizioni di temperatura e pressione alle quali coesistono in equilibrio più stati fisici.



Descriviamo gli aspetti generali di un diagramma di stato usando come esempio quello relativo ad  $H_2O$ , riportato in Figura.



- LINEA SO: rappresenta la variazione della tensione di vapore del ghiaccio con la temperatura e definisce i valori di temperatura e pressione ai quali il ghiaccio sublima (solido  $\rightarrow$  vapore) ed il vapore acqueo brina (vapore  $\rightarrow$  solido); le coordinate di ogni punto della curva rappresentano una coppia di valori di temperatura e pressione ai quali si ha equilibrio ghiaccio-vapore.
- LINEA OL: rappresenta la variazione della tensione di vapore dell'acqua con la temperatura;



## STATI FISICI DELLA MATERIA: SOLIDI, LIQUIDI E GAS



inizia a  $0,01^{\circ}\text{C}$  ( $T$  a cui il ghiaccio fonde) e termina a  $371,4^{\circ}\text{C}$ , temperatura critica dell'acqua al di sopra della quale esiste un'unica fase, la fase critica, e non ha più senso distinguere tra solido, liquido e gas. Anche per questa curva, le coordinate di ogni punto rappresentano una coppia di valori di temperatura e pressione ai quali si ha equilibrio acqua-vapore.

- LINEA OF': inizia a  $0,01^{\circ}\text{C}$  e  $4,58$  Torr, e rappresenta la variazione della temperatura di fusione del ghiaccio con la pressione; come nei casi precedenti, ogni punto della curva individua una coppia di valori di temperatura e pressione ai quali si ha equilibrio ghiaccio-acqua. La pendenza è negativa in quanto il ghiaccio ha densità minore dell'acqua e per la fusione del ghiaccio si ha una variazione di volume negativa; in base all'equazione di Clapeyron, un aumento di pressione favorisce la fusione del ghiaccio.

- Le tre linee descritte si incontrano nel PUNTO O, che individua un valore di temperatura e un valore di pressione ( $0,01^{\circ}\text{C}$  e  $4,58$  Torr) a cui coesistono in equilibrio ghiaccio, acqua e vapore. Il punto viene chiamato PUNTO TRIPLO.

- Al di sopra del PUNTO CRITICO, le diverse fasi non sono più distinguibili ed esistono in un'unica fase (fase critica). Per una specie gassosa, la temperatura critica rappresenta la temperatura oltre la quale non è possibile ottenere un liquido per compressione del gas. Per l'acqua è uguale a  $T = 374,1^{\circ}\text{C}$ .

Le linee individuano delle porzioni di piano che rappresentano i campi di stabilità del ghiaccio, dell'acqua e del vapore; anche per ciascuno dei punti in queste aree può essere individuata una coppia di valori di temperatura e pressione che rappresentano le coordinate del punto stesso.

### 7.V VERIFICA SE HAI CAPITO

7.V.1

- Partendo dalle caratteristiche dei solidi covalenti spiega perché:
  - hanno elevata durezza
  - hanno punti di ebollizione e fusione elevati



## STATI FISICI DELLA MATERIA: SOLIDI, LIQUIDI E GAS



- sono cattivi conduttori

• Partendo dalle caratteristiche dei *solidi ionici* spiega perché:

- hanno elevata durezza
- hanno punti di ebollizione e fusione elevati
- sono cattivi conduttori allo stato solido, ma conducono allo stato fuso



• Partendo dalle caratteristiche dei *solidi molecolari* spiega perché:

- sono teneri
- hanno punti di ebollizione e fusione bassi
- sono cattivi conduttori



7.V.2 Sulla base delle *leggi di Boyle, Charles e Gay Lussac*, calcola la variabile incognita:

$$P_1 = 2 \text{ atm}, V_1 = 5 \text{ l}; P_2 = 1 \text{ atm}, V_2 = ?$$

$$P_1 = 100 \text{ Torr}, T_1 = 250 \text{ K}; P_2 = 200 \text{ Torr}, T_2 = ?$$



$$V_1 = 45 \text{ cm}^3, T_1 = 300 \text{ K}; V_2 = 30 \text{ cm}^3, T_2 = ?$$

7.V.3 Guardando il *diagramma di stato dell'acqua*, individua:

- la linea che separa il ghiaccio dall'acqua
- la linea che separa l'acqua dal vapore
- il punto triplo
- la zona in cui la sostanza è allo stato gassoso



## STATI FISICI DELLA MATERIA: SOLIDI, LIQUIDI E GAS



### Soluzione Pre-Test

$$n = 10 \text{ g} / 44 \text{ g mol}^{-1} = 0,227 \text{ mol}$$

$$R = 0,0821$$

$$T = ?$$



1. Nel diamante ogni atomo di carbonio è legato attraverso legami covalenti con altri quattro, secondo una geometria tetraedrica; la durezza e l'elevato punto di fusione derivano dalla forza dei legami, mentre il fatto che gli elettroni siano localizzati in legami covalenti, e quindi poco liberi di muoversi, rende il diamante un cattivo conduttore.

$$T = PV/nR = (10 \times 1,5)/(0,227 \times 0,0821) = 804,9 \text{ K}$$

$$804,9 \text{ K} - 273 = 531,9 \text{ }^\circ\text{C}$$



Nella grafite, invece, gli atomi di C, disposti ad esagono su piani paralleli, impegnano tre elettroni in tre legami covalenti con atomi adiacenti, mentre il quarto elettrone risulta delocalizzato sull'intero strato. I forti legami covalenti all'interno di uno strato spiegano l'elevato punto di fusione, e le deboli interazioni tra gli strati, che possono scorrere gli uni sugli altri, giustificano le sue proprietà di conduttore e di lubrificante.



2. Applico l'equazione di stato dei gas perfetti:

$$PV = nRT \text{ e ricavo } T:$$

$$P = 10 \text{ atm}$$

$$V = 1500 \text{ cm}^3 = 1,5 \text{ l}$$

