

Stati di aggregazione

SOLIDO

Stato in cui la materia si presenta **in forma propria e con volume proprio**. Il corpo è **incomprimibile** e le **particelle vibrano attorno a posizioni fisse** (non hanno libertà di movimento)

A seconda dei legami, quanti solidi ci possono essere?

- **IONICI (NaCl)** solidi composti da atomi uniti da **legame ionico**. Formano **cristalli** per la disposizione regolare degli atomi (**cationi e anioni**) e sono **solubili in acqua**.
- **MOLECOLARI ($\text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6$)** quando legati sia da **legami covalenti** sia da **legami meno forti**. Formano dei solidi compatti e **solubili in acqua**.
- **COVALENTI (SiO_2 =quarzo)** quando sono composti da atomi legati da **legami covalenti**. Formano dei composti duri e **insolubili in acqua**.
- **METALLICI (Fe_2)** quando sono uniti da **legami metallici** (forti). Formano dei solidi compatti in cui i nuclei rimangono in posizione, mentre gli **elettroni possono fluire da una parte all'altra del metallo**, per questo sono ottimi conduttori.

LIQUIDO

Stato in cui la materia si presenta con **volume proprio** ma in **forma variabile** (dipende dal recipiente). Il **liquido è incomprimibile e le particelle possono muoversi le une sulle altre**. Le particelle sono numerose per unità di volume, subiscono **attrazione elettrostatica ed interazioni intermolecolari** (legami meno forti dei solidi) e sono disposte in modo abbastanza libero.

Quali sono le proprietà permesse dalla mobilità?

- **CAPILLARITÀ** proprietà dovuta all'interazione tra un liquido e le pareti del contenitore, sulla loro superficie di contatto.
- **TENSIONE SUPERFICIALE (γ)** grandezza fisica che misura la forza di coesione delle particelle poste alla superficie di un liquido. Mentre sulle **particelle interne agiscono forze simmetriche** in tutte le direzioni, sulle **particelle superficiali** agiscono solo **forze laterali e forze dirette verso l'interno**.
- **VISCOSITÀ** è una **proprietà intensiva** che esprime **l'attrito interno di un liquido**. Questo può essere immaginato come **costituito da strati liberi di muoversi tra loro**

GASSOSO

Stato in cui la materia **non presenta né forma né volumi propri**. I gas sono **comprimibili** ed il loro comportamento viene descritto dalla legge dei gas. **Le particelle interagiscono molto poco** tra loro, per cui i gas possono essere considerati come formati da **particelle libere da qualsiasi vincolo**.

Quali sono le proprietà del modello particellare?

- **La frequenza degli urti** delle particelle del gas contro la superficie del contenitore determina a livello macroscopico la pressione del gas.
- **La velocità media** delle particelle ha la sua espressione macroscopica nella temperatura del gas: se aumenta una aumenta anche l'altra.
- **Gli urti effettuati dalle particelle sono elastici** e perciò, data una certa temperatura, l'energia cinetica media delle particelle resta costante

I materiali possono presentarsi, a una data temperatura, in diversi stati detti «**fasi**»:

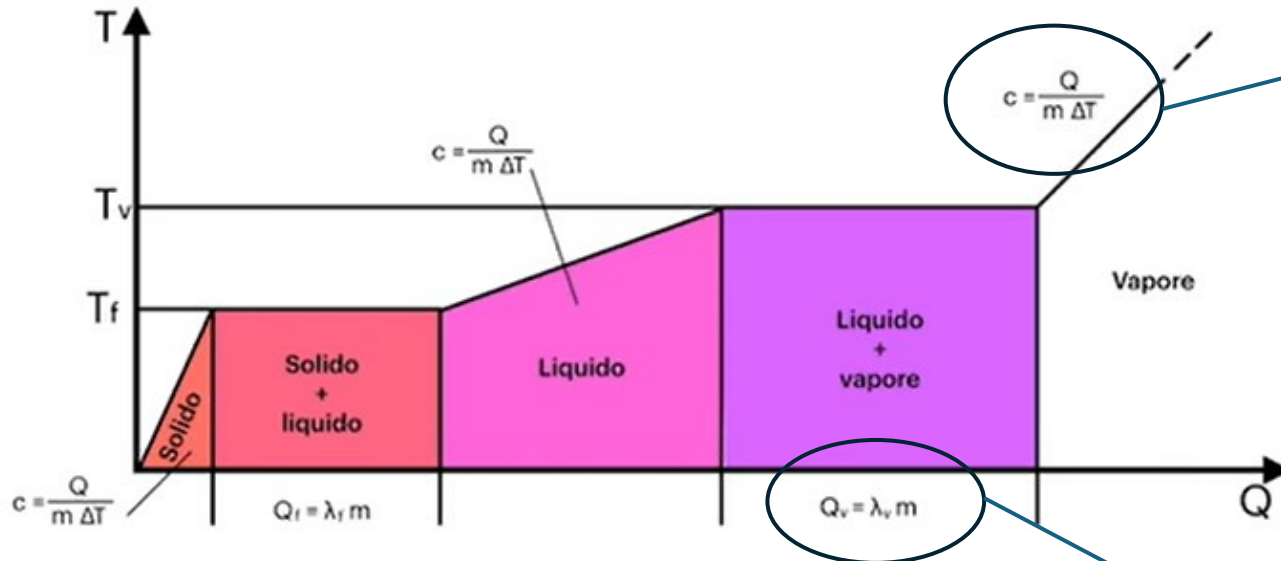
FASE	DEF
Solido	Forma e volume propri, forze molto intense.
Liquido	Volume proprio, forma del recipiente
Aeriforme	Né volume né forma propri ma tutto lo spazio a disposizione, interazioni estremamente deboli.
Plasma	Simile ai gas, ma in forma ionizzata: formato da elettroni e ioni con carica complessiva neutra.

Transizioni di stato

Indica la transizione di un sistema termodinamico da una fase ad un'altra

In termodinamica, un sistema che va incontro ad un passaggio di stato sfrutta il **calore latente (λ)**, che è la quantità di energia scambiata (in calore) durante una transizione di fase.

Esiste una teoria che afferma che durante una transizione l'energia ceduta o assorbita non modifichi la temperatura del sistema, ma l'energia del sistema cresce e agisce sui legami intermolecolari



In questa equazione: Q è la quantità di calore scambiata, m è la massa del corpo, e ΔT è la variazione di temperatura. Il calore specifico (c) rappresenta la quantità di calore necessaria per aumentare la temperatura di un kg di sostanza di un Kelvin o grado Celsius

In questa equazione: Q è la quantità di calore scambiata, m è la massa del corpo, e λ è il calore latente → quando facciamo bollire l'acqua, durante l'ebollizione, essa rimane a T costante di 100°C , mentre il calore fornito serve ad aumentare l'energia cinetica delle molecole che diventeranno via via meno vincolate dai legami idrogeno. Valido per le sostanze pure.

Per capire meglio: Schema delle transizioni di fase

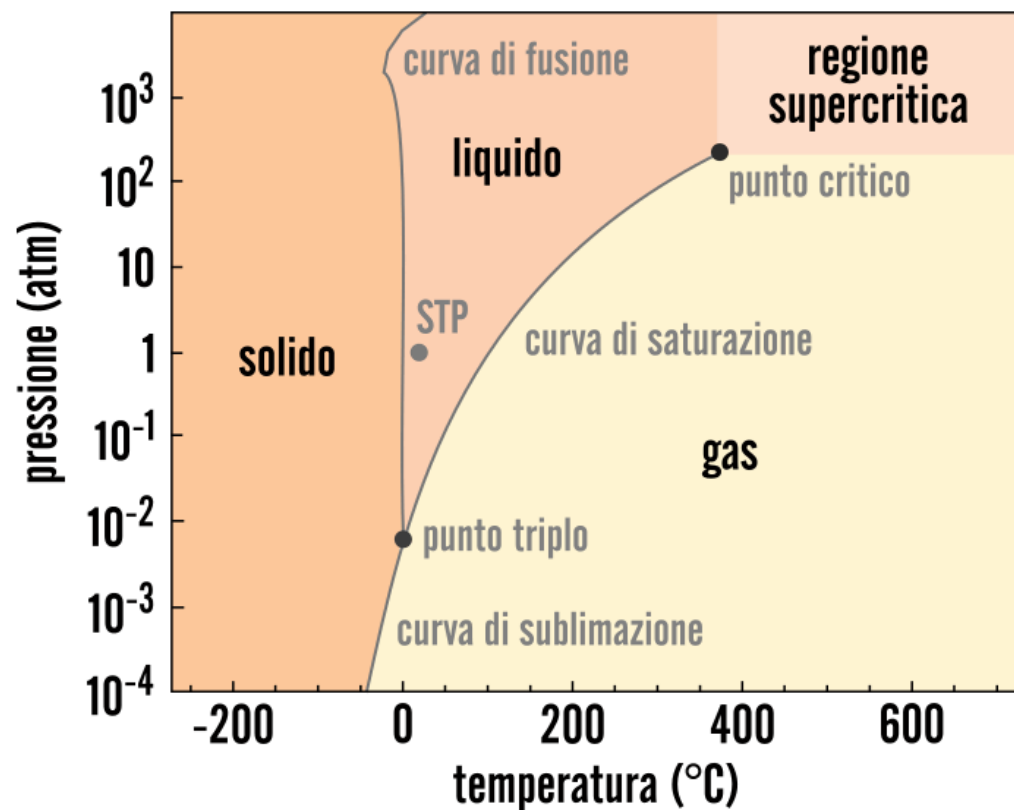
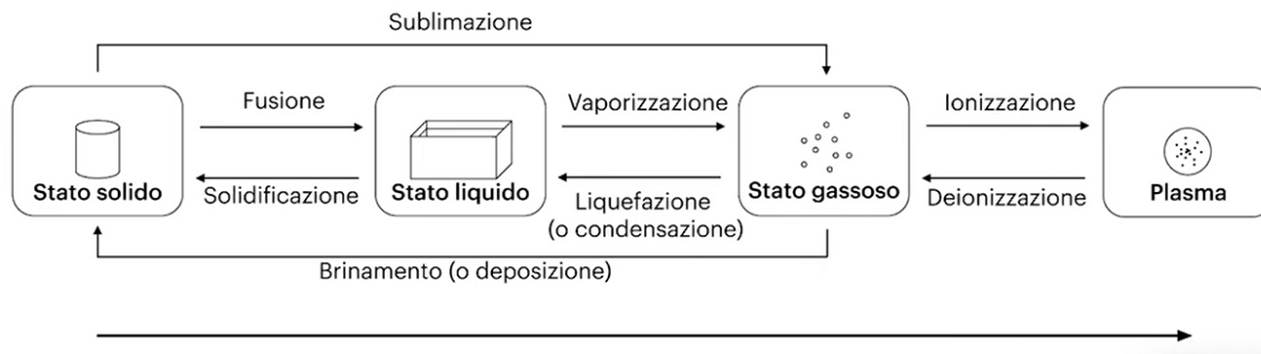
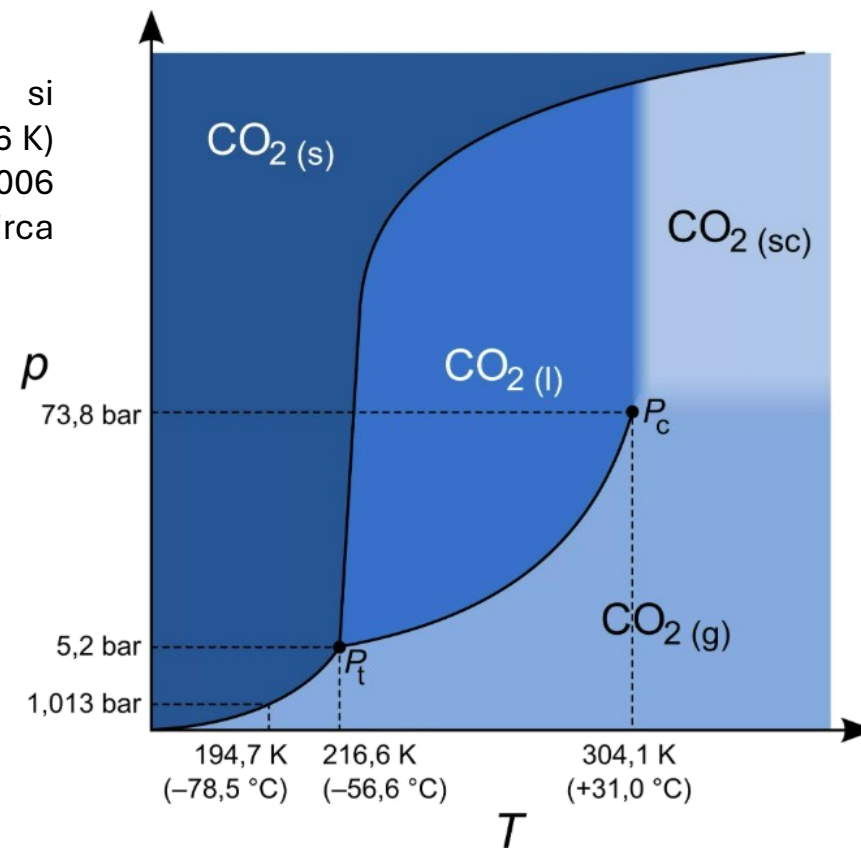


Diagramma di stato dell'acqua.

Il punto triplo dell'acqua si manifesta a 0,01 °C (o 273,16 K) e a una pressione di circa 0,006 atm (che corrispondono a circa 611,7 Pa)

Il punto triplo della CO₂ si verifica alla temperatura di -56,6°C e alla pressione di 5,1 atm (o 5,1 bar)



Proprietà dei Gas

Gas perfetto ci
consente di
applicare delle leggi



Queste leggi
possono essere
applicate nello
studio dei **Gas Reali**

Particelle, atomi o molecole, che compongono un **gas ideale**:

- Sono puntiformi
- Devono avere il massimo grado di libertà di movimento
 - Si muovono seguendo le leggi del caso
 - Non interagiscono tra loro
- Danno luogo a urti elastici in cui, cioè, la quantità di moto prima e dopo l'urto rimane costante

Stato standard del gas è realizzato portandolo ad 1atm e a 25°C = lontano da ideale

Per cui le proprietà con cui è descritto sono:

- **Pressione (P)** = forza che gas esercita su superficie → SI usa il pascal Pa ($= 1 \text{ N/m}^2$, dove N =Newton)

$$1 \text{ atm} = 101,325 \text{ kPa} (1,01325 \times 10^5 \text{ Pa}) = 760 \text{ mmHg (solo a } T=0^\circ\text{C)} = 760 \text{ torr} = 1,01325 \text{ bar}$$

- **Temperatura (T)** = proprietà fisica intensiva che indica lo stato termico di un sistema

tre principali **scale di temperatura: Celsius (°C), Kelvin (K) e Fahrenheit (°F)**

$$T(K) = T(^{\circ}\text{C}) + 273,15$$

$$T(^{\circ}\text{C}) = T(K) - 273,15$$

$$T(^{\circ}\text{F}) = \frac{9}{5} T(^{\circ}\text{C}) + 32$$

$$T(^{\circ}\text{C}) = \frac{5}{9} (T(^{\circ}\text{F}) - 32)$$

Valori di riferimento importanti:

- **Zero assoluto:**
 $0 \text{ K} = -273,15 \text{ }^{\circ}\text{C} = -459,67 \text{ }^{\circ}\text{F}$
- **Punto di congelamento dell'acqua (a 1 atm):**
 $273,15 \text{ K} = 0 \text{ }^{\circ}\text{C} = 32 \text{ }^{\circ}\text{F}$
- **Punto di ebollizione dell'acqua (a 1 atm):**
 $373,15 \text{ K} = 100 \text{ }^{\circ}\text{C} = 212 \text{ }^{\circ}\text{F}$

- **Massa (m)**

- **Volume (V)** = metro cubo m^3

Teoria cinetica dei gas

Legge di Maxwell-Boltzmann

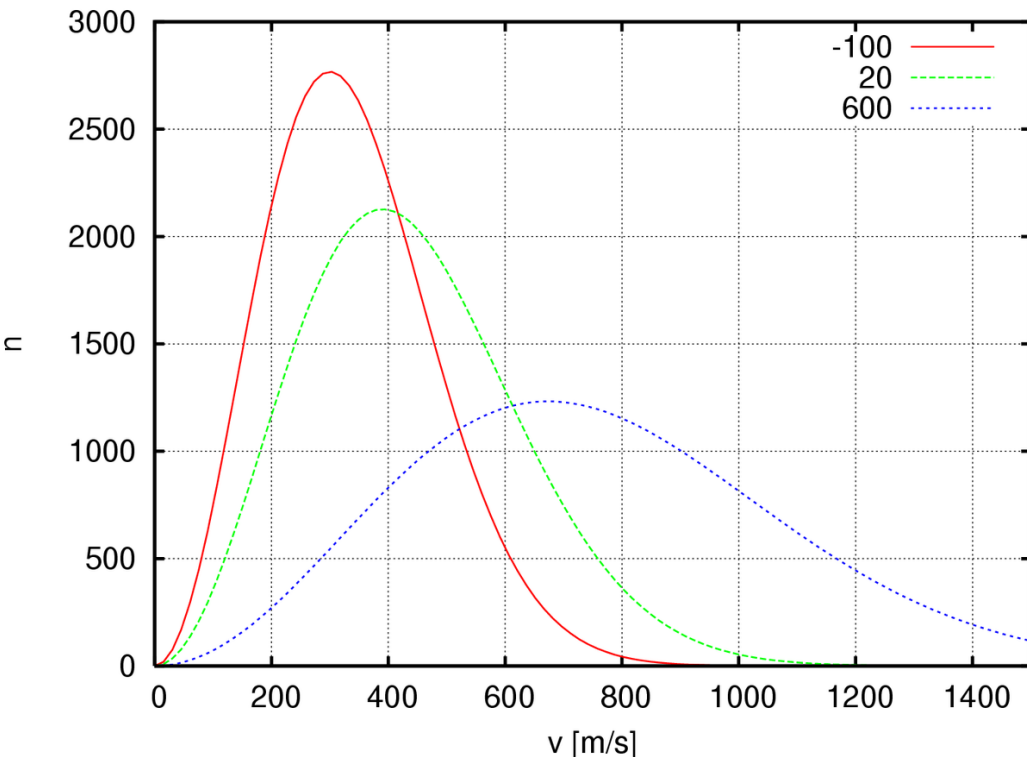
Le molecole di un gas sono in continuo movimento nello spazio a loro disposizione e per questo posseggono un'energia cinetica istantanea, di cui però non è possibile conoscere il valore esatto, e si scambiano continuamente energia attraverso urti elastici:

$$\text{Equazione: } \frac{N_1}{N_2} = e^{-E_1 - E_2 / RT}$$

Dove N_1 è il numero di molecole che posseggono energia E_1 e N_2 è il numero di molecole che posseggono energia E_2 , che diventa:

$$N_E = e^{-E/RT}$$

Numero di particelle con energia ennesima



Sulle ordinate (asse y) abbiamo il numero di particelle

Sulle ascisse (asse x) abbiamo la velocità in m/s

Velocità è posta in funzione della $T \rightarrow$ per cui, il grafico ha un andamento caratteristico con massimi in corrispondenza delle velocità più probabili

Legge di Boyle-Mariotte (o legge isoterma)

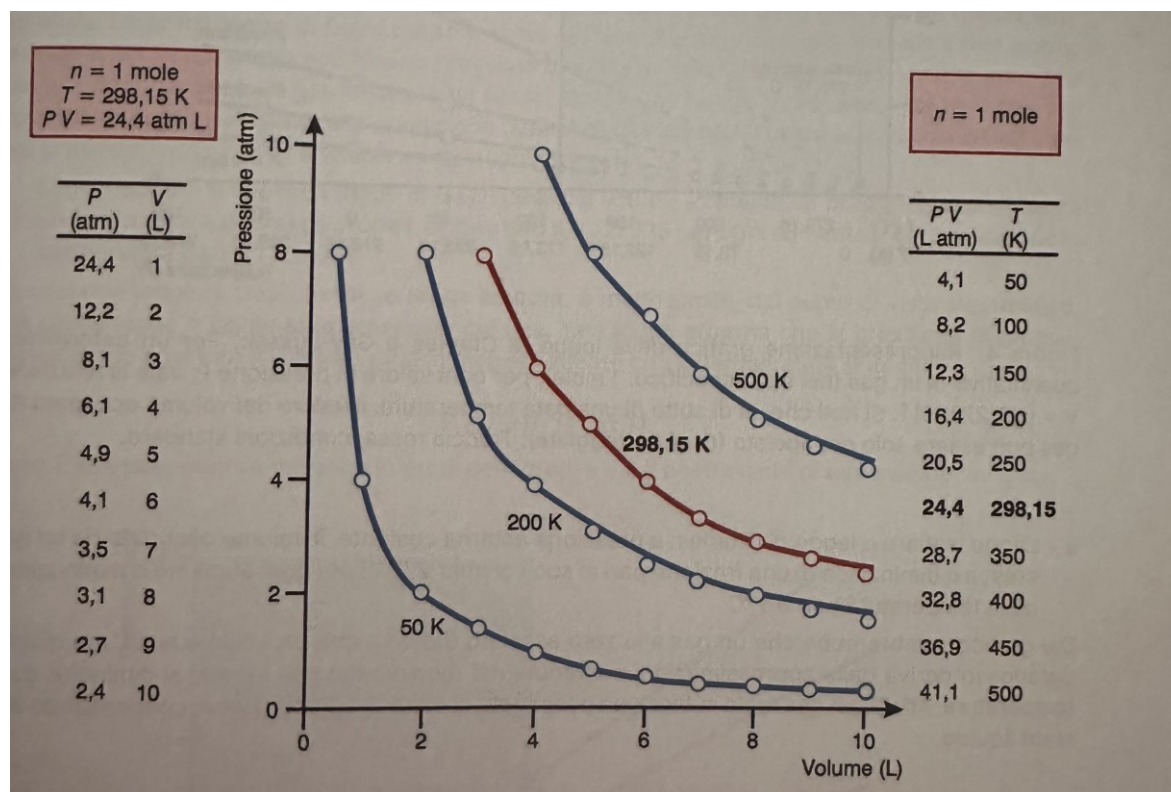
Vale solo **a T costante**, affermando che la pressione (P) di un gas perfetto è inversamente proporzionale al suo volume → si può esprimere con l'affermazione che il prodotto della pressione del gas per il volume da esso occupato è costante:

$$PV = \text{costante}$$

Definizione: a temperatura costante, il volume occupato da un gas è inversamente proporzionale alla pressione da esso esercitata

$$[PV]_T = k(T)$$

Dove $k(T)$ indica che la costante è in funzione della temperatura



Ad ogni T, per un determinato n, vale la relazione

$$PV = \text{costante}$$

In rosso ci sono le condizioni standard.

Immagine soggetta a copyright Edra s.p.a

Immagine soggetta a copyright Edra s.p.a

Legge di Charles (o legge isobara)

A **P esterna costante**, il volume di un gas è direttamente proporzionale alla sua temperatura assoluta

$$V_1 : T_1 = V_2 : T_2$$

Definizione: a pressione esterna costante, il volume occupato da un gas cresce o diminuisce di una frazione pari al suo volume/ 273.15 per ogni aumento o diminuzione della temperatura pari ad 1°C

Leggi di Gay-Lussac

1. **PRIMA LEGGE:** Mantenendo la **pressione di un gas costante**, il volume del gas varia in maniera lineare con la temperatura

$$V(T) = V_0 (1 + \alpha T)$$

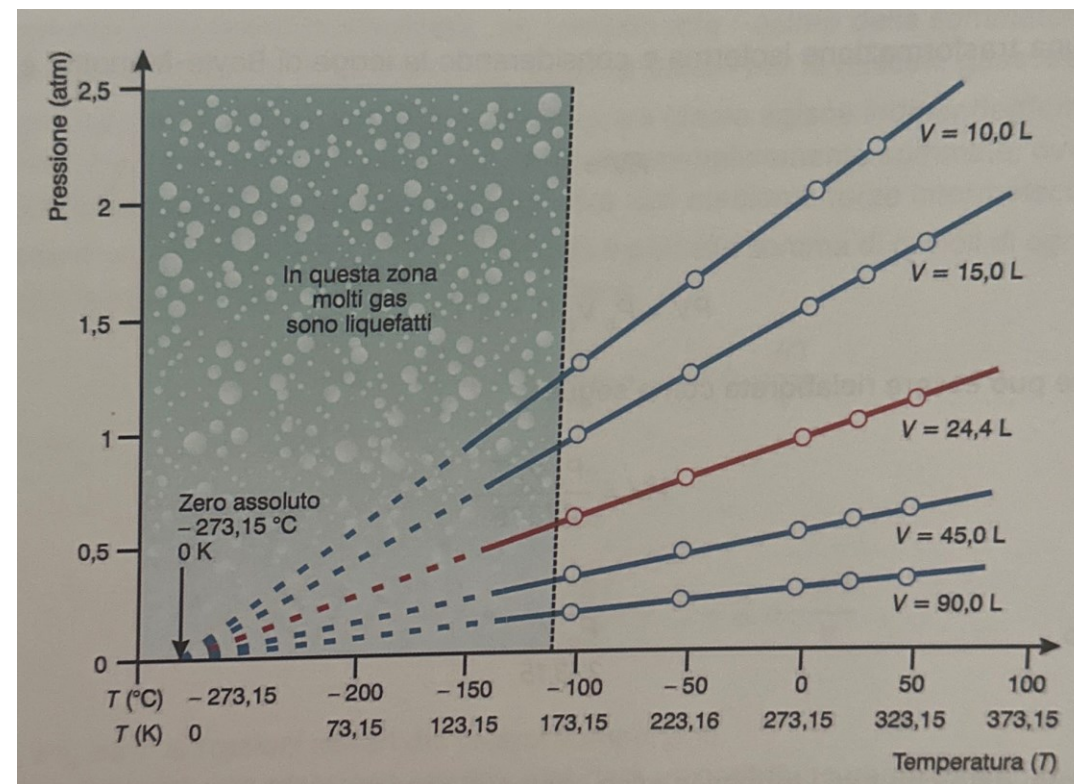
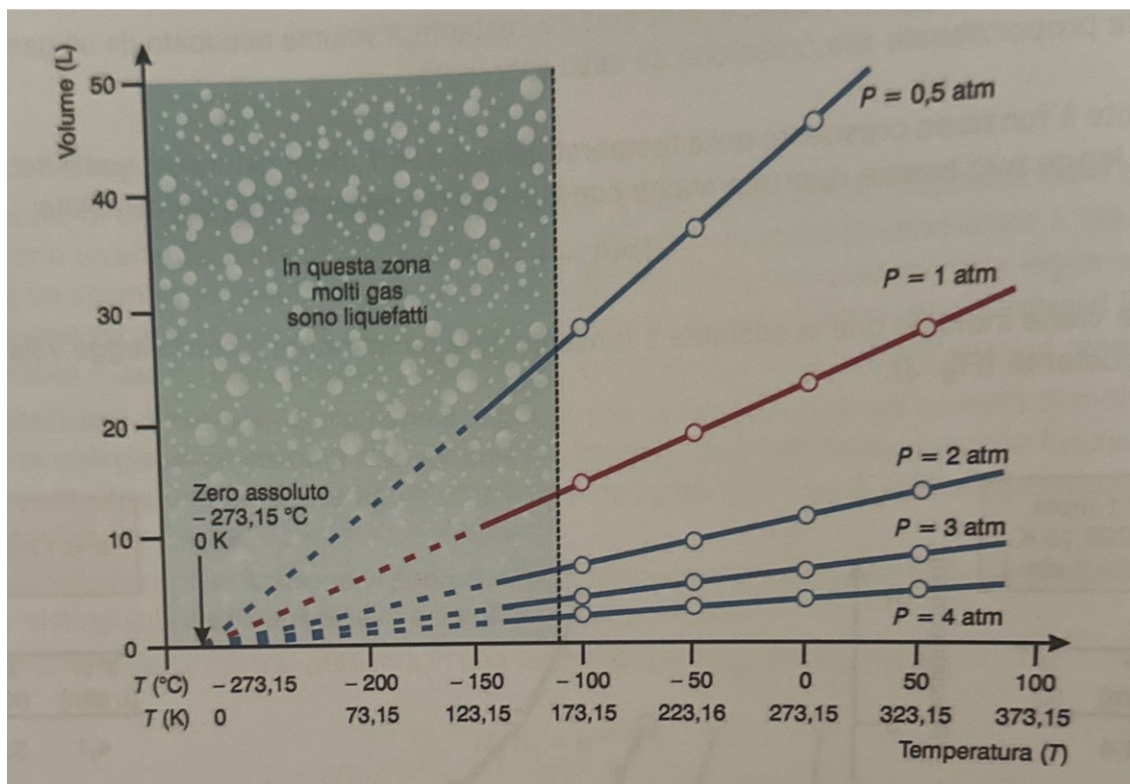
Dove V_0 e $V(T)$ sono rispettivamente i volumi alle temperature di 0°C e T, e T la temperatura in °C e α **il coefficiente di espansione dei gas** (=

$$3.663 \times 10^{-3} \text{ } ^\circ\text{C}^{-1})$$

Ci sono però gas che riescono a seguire questa legge solo fino ad un certo punto perché liquefanno prima di raggiungere lo 0 assoluto

2. **SECONDA LEGGE (o legge isocora):** a **volume costante**, la pressione esercitata da un gas cresce o decresce in frazione pari a $P_0/273.15$ per ogni aumento o diminuzione della temperatura pari a 1°C

$$P(T) = P_0 (1 + \alpha T)$$



Immagini soggetta a copyright Edra s.p.a

I grafici rappresentano le due leggi, per cui per un determinato quantitativo di gas (1mol), per ogni valore di P o di V, valgono le relazioni $V=(V_0/273.15)T$ e $P=(P_0/273.15)T$

Grazie alle equazioni dei gas perfetti → si arriva alla **equazione di stato dei gas ideali**

Equazione di Clapeyron

$$PV=nRT$$

Dove **R** rappresenta la costante universale dei gas $\frac{P_0V_0}{273.15}$ (= **0,0821 L·atm/(mol·K)**) ed **n** il numero di moli nel V'

Miscela gassosa: Legge di Dalton

La **pressione totale esercitata da una miscela** di gas è **pari alla somma delle pressioni parziali di ciascun gas componente** = è pari alla somma delle pressioni parziali che sarebbero esercitate dai gas se fossero presenti da soli in un volume uguale

$$P = X_1n \frac{RT}{V} + X_2n \frac{RT}{V} + + X_in \frac{RT}{V}$$

Dove sono X_1, X_2 e X_i le frazioni molari dei diversi componenti

Legge di Graham

Ad una data temperatura e pressione, il rapporto tra le masse di due gas a confronto è inversamente proporzionale alla radice quadrata della velocità di effusione (diffusione sul setto poroso) → assume che le particelle dei gas a T costante abbiano una energia cinetica media uguale per tutti i gas

$$\sqrt{\frac{M_1}{M_2}} = \frac{v_2}{v_1}$$

Da qui ai **gas reali**

I gas reali scostano dai gas ideali perché:

- Le molecole di gas non sono puntiformi ma hanno un volume
- L'energia di interazione tra le particelle non è nulla, cioè gli urti non sono elastici
- Si deve tener conto che raffreddando un gas reale a una T sufficientemente bassa, esso condensa, diventando liquido o solido

Equazione van der Waals

Le costanti di van der Waals a e b modificano l'equazione di stato dei gas ideali così da poterla applicare ai gas reali, a misura l'entità delle forze attrattive fra le particelle e b misura le forze repulsive

$$P + a \frac{n^2}{V^2} (V - nb) = nRT \text{ se abbiamo una mole questa equazione diventa } P + \frac{a}{V} (V - b) = RT$$

Stato critico dei gas reali

Lo “stato critico” di un gas è la condizione (cioè uno specifico valore di temperatura e di pressione) **oltre la quale** non è possibile distinguere tra la fase liquida e quella gassosa: sopra quella temperatura, anche comprimendo moltissimo il gas, non diventa liquido, ma resta un fluido supercritico.

Si comprende meglio, capendo che abbassando la temperatura diminuisce l'energia cinetica e la pressione tende a far avvicinare le molecole fino a farle interagire con legami dipolari a corto raggio.

Principio di Avogadro

Nelle stesse condizioni di pressione e temperatura, volumi uguali dello stesso gas o di gas diversi contengono lo stesso numero di molecole e, dunque, di moli

$$\frac{P}{RT} = \frac{n}{V} \text{ dove } n/V \text{ rappresenta la densità del gas che rimane costante a } P \text{ e } T \text{ costanti}$$

La densità

- Dalla legge di **Avogadro**: la densità di un gas è **direttamente proporzionale alla sua massa molare** (più atomi maggiore densità)
- Dalla legge di Boyle: la densità di un gas è **direttamente proporzionale alla pressione** (se $PV = k$ e $DV = k$, $D/P = k$)
- Dalla legge di Charles: la densità di un gas è **inversamente proporzionale alla temperatura** (se $V/T = k$ e $DV = k$, $DT = k$)
- Miscele gassose: Legge di Dalton: **la pressione totale esercitata da una miscela di gas è pari alla somma delle pressioni parziali** di ciascun gas
componente = è pari alla somma delle pressioni parziali che sarebbero esercitate dai gas se fossero presenti da soli in un volume uguale

$$P = X_1 n \frac{RT}{V} + X_2 n \frac{RT}{V} + + X_i n \frac{RT}{V}$$

Dove sono X_1, X_2 e X_i le frazioni molari dei diversi componenti

Ricordiamo che la **Pressione parziale** è la pressione che il gas eserciterebbe se occupasse lo stesso volume dell'intera miscela, alla stessa T

Negli esercizi si parla per lo più di condizioni standard che vanno ricordate essere:

$$\mathbf{T=273.15K\ (0^{\circ}C)}$$

$$\mathbf{P=1atm\ (1.01325 \times 10^5\ Pa)}$$

A queste temperatura e pressione una mole di qualsiasi gas occupa sempre un volume di 22.4L (o 22.4dm³)

1) Una bombola contenente 5 moli di gas in condizioni standard, viene aperta ed escono fuori 3 moli di suddetto gas, e poi richiusa. Quale temperatura in Celsius va raggiunta dentro la bombola per ristabilire la pressione?

- a) 546°C
- b) 405°C
- c) 683°C
- d) 298°C
- e) 345°C

2) In una bombola di 40L faccio reagire 2 mol di H_2 con 2 mol di O_2 a 100°C per ottenere vapore acqueo. Quale sarà la P finale?

- a) 200000Pa
- b) 1400 mBarr
- c) 160kPa
- d) 3atm
- e) 2.23atm

3) Un gas a temperatura $T=273\text{K}$ occupa un volume $V=2\text{m}^3$. Di quanto cambia il suo volume se viene portato alla temperatura di $T_f=300\text{K}$ a pressione costante?

- a) 1.82 m^3
- b) 2.19 m^3
- c) 3.15 m^3
- d) 1.52 m^3
- e) 2.31 m^3

4)Quante moli di gas perfetto sono contenute in un volume di 13L alla pressione di 1.5 atm ed alla temperatura di 310 K?

- a) 7.7 mol
- b) 0.77 moli
- c) 2.5 mol
- d) 1.2 mol

5) 200 ml di un gas a 15 °C e 0,9 atm pesano 0.4g. Calcolare quanto pesano 2L del medesimo gas a 1.5 atm e 45°C

- a) 0.4g
- b) 0.8g
- c) 20g
- d) 200g
- e) 5.8 g

6)Un gas inizialmente a 300K viene riscaldato a P costante ed il suo volume aumenta del 20%. Calcolare la T finale del gas

- a) 320K
- b) 315K
- c) 360K
- d) 420K
- e) 273K

7) Calcolare la densità rispetto all'azoto di una miscela gassosa costituita da 0.70 moli L⁻¹ di CO₂ e 0.78 moli L⁻¹ di H₂.
Pesi atomici (uma): H = 1.0; C = 12.0; N = 14.0; O = 16.0

Scegli un'alternativa:

- a. 0.581
- b. 0.681
- c. 0.781

Una bombola che contiene inizialmente 100 mol di gas idrogeno alla pressione di 4×10^5 Pa registra, dopo l'uso, una pressione pari a 10^5 Pa. Indicare quante moli di idrogeno sono state consumate:

- **1) 75 mol**
- **2) 15 mol**
- **3) 10 mol**
- **4) 4 mol**
- **5) 25 mol**

Termodinamica

Primo Principio (o principio di conservazione dell'energia)

Definizione: In un sistema isolato l'energia interna rimane costante

Es: è considerabile che al di fuori dell'universo non ci sia nulla, quindi l'universo può essere considerato un sistema isolato non in grado di scambiare energia e materia con nulla all'esterno di sé. → quindi la **variazione di energia** è sempre uguale al suo interno perché la **somma dell'energia ceduta è acquistata è sempre uguale a 0**.

$$\Delta E = E_f + E_i$$

Un **sistema chiuso** può scambiare energia con l'esterno tramite:

- **Trasferimento di calore**
- **Lavoro**

→ **La variazione di E interna di un sistema** viene definita come la **somma del calore (q) ceduto/acquistato e del lavoro (w) compiuto**

$$\Delta E = q + w$$

- **q e w** sono **positivi** se portano ad **aumento dell'energia** del sistema → ambiente cede al sistema = ambiente compie lavoro
- **q e w** sono **negativi** se portano a **diminuzione dell'energia** del sistema → sistema cede ad ambiente = sistema compie lavoro

Entalpia (H)

- La **variazione di energia di un sistema è una funzione di stato** perché il suo valore **dipende solo dallo stato finale e da quello iniziale**.
- Il **calore e il lavoro** invece **non sono variabili di stato** perché il loro **valore dipende dal processo con cui si arriva allo stato finale**



ENTALPIA (H) è stata ricavata per definire le variazioni di energia

Definizione: è la somma dell'energia interna e del prodotto di pressione e volume

$$H = E + PV$$

Questo perché:

- In una reazione chimica si può compiere lavoro solo andando ad agire su pressione e volume. Generalmente vengono eseguite a pressione costante

quindi la formula diventa **$w = P\Delta V$**

- Se il ΔV è positivo $\rightarrow$ volume in aumento $\rightarrow$ il sistema sta compiendo un lavoro sull'ambiente = lavoro deve essere negativo = formula si scrive come **$w = - P\Delta V$**

- La variazione di energia interna in una reazione a pressione costante diventa $\rightarrow \Delta E = q - P\Delta V$



Eseguendo la formula inversa ricaviamo la **q** $\rightarrow q = \Delta E + P\Delta V \rightarrow$ variazione entalpia è **$\Delta H = \Delta E + P\Delta V$** $\rightarrow$ ne deriva che **$q = \Delta H$**

- **Se $\Delta H < 0$ sistema libera calore = reazione esotermica**
- **Se $\Delta H > 0$ sistema assorbe calore = reazione endotermica**

Legge di Hess: ogni reazione chimica ha il suo ΔH determinabile, ma sarebbe troppo lungo misurarlo ogni volta, grazie alla legge di Hess possiamo ricavarlo dai ΔH noti di altre reazioni. La legge dice che: a pressione costante la ΔH di una reazione chimica resta **costante** sia che si svolga **in un unico passaggio** sia che si svolga in **più passaggi**

Entalpia di formazione

È stata definita **l'entalpia di formazione standard** (per semplificare il calcolo) come la **variazione di entalpia** associata alla **reazione di formazione di una mole di sostanza** a partire dagli elementi nella loro forma più stabile e nelle condizioni standard (25°C e 1 atm)

L'entalpia degli elementi nella loro forma più stabile = **0**

Nelle **reazioni più complesse dove non sono presenti** elementi nella forma più stabile → si considerano **due stadi di reazione**:

1. **Decomposizione** dei reagenti negli elementi costitutivi nella forma più stabile
2. **Reazione** degli elementi costitutivi per formare i **prodotti**

Conoscendo i **ΔH di formazione standard di reagenti e prodotti** → **ΔH standard della reazione**:

$$\Delta H = \sum n \Delta H_f (\text{prodotti}) - \sum n \Delta H_i (\text{reagenti})$$

dove n è il coefficiente stechiometrico della reazione

Sostanza		ΔH_f° (kJ/mol)
Al ₂ O ₃ (s)	ossido di alluminio	−1675,7
C(s)	carbonio diamante	+1,90
CH ₄ (g)	metano	−74,81
C ₂ H ₂ (g)	etino (acetilene)	+226,73
C ₂ H ₄ (g)	etene (etilene)	+52,26
C ₂ H ₆ (g)	etano	−84,68
C ₃ H ₆ (g)	propene	+20,0
C ₃ H ₈ (g)	propano	−103,85
C ₄ H ₈ (g)	1-butene	−0,1
C ₄ H ₈ (g)	cis-2-butene	−7,0
C ₄ H ₈ (g)	trans-2-butene	−11,9
C ₄ H ₁₀ (g)	butano	−126,15
C ₆ H ₆ (l)	benzene	+49,0
C ₈ H ₁₈ (l)	ottano	−249,9
CH ₃ OH(l)	metanolo	−238,66
C ₂ H ₅ OH(l)	etanolo	−277,69
C ₆ H ₁₂ O ₆ (s)	glucosio	−1268
C ₆ H ₁₂ O ₆ (s)	fruttosio	−1266
C ₁₂ H ₂₂ O ₁₁ (s)	saccarosio	−2222
CO(g)	ossido di carbonio	−110,53
CO ₂ (g)	diossido di carbonio	−393,51
CO(NH ₂) ₂ (s)	urea	−333,51
CaCO ₃ (s)	carbonato di calcio	−1207
CaO(s)	ossido di calcio	−635,09
Ca ₃ (PO ₄) ₂ (s)	fosfato di calcio	−4137,5
CaSiO ₃ (s)	silicato di calcio	−1584,1
CuSO ₄ (s)	solfoato rameico	−771,36
Fe ₂ O ₃ (s)	ossido ferrico	−824,2
HF(g)	acido fluoridrico	+271,1
HBr(g)	acido bromidrico	−36,40
HCl(g)	acido cloridrico	−92,31
HCl(aq)	acido cloridrico	−167,16
HI(g)	acido iodidrico	+26,48
HNO ₃ (l)	acido nitrico	−174,10
H ₂ O(g)	acqua	−241,82
H ₂ O(l)	acqua	−285,83
H ₂ O ₂ (l)	perossido di idrogeno	−187,78
H ₂ S(g)	acido solfidrico	−20,63
H ₂ SO ₄ (l)	acido solforico	−813,99
H ₂ SO ₄ (aq)	acido solforico	−909,27
KCl(s)	cloruro di potassio	−436,75
KOH(s)	idrossido di potassio	−424,76
MgO(s)	ossido di magnesio	−601,70
NH ₃ (g)	ammoniaca	−46,11
NH ₃ (aq)	ammoniaca	−80,29

◀ **Tabella 1** L'entalpia standard degli elementi, essendo per tutti zero, non è riportata. Le entalpie di formazione dell'ossigeno atomico e del carbonio-diamante non sono zero perché la forma stabile di questi elementi è, rispettivamente, l'ossigeno molecolare e il carbonio nella sua forma di grafite.

Sostanza		ΔH_f° (kJ/mol)
NH ₄ Cl(s)	cloruro di ammonio	−314,43
NH ₄ Cl(aq)	cloruro di ammonio	−300,24
NH ₄ NO ₃ (s)	nitrato di ammonio	−365,56
NO(g)	ossido di azoto	+90,25
NO ₂ (g)	diossido di azoto	+33,18
N ₂ O ₄ (g)	ipoazotide	+9,16
Na ₂ CO ₃ (s)	carbonato di sodio	−1130,9
NaCl(s)	cloruro di sodio	−411,15
NaCl(aq)	cloruro di sodio	−407,11
NaOH(s)	idrossido di sodio	−425,61
NaOH(aq)	idrossido di sodio	−469,60
O(g)	ossigeno atomico	+249,17
O ₃ (g)	ozono	+142,70
P ₄ (g)	fosforo	+54,89
SO ₂ (g)	diossido di zolfo	−296,83
SO ₃ (g)	triossido di zolfo	−395,72
SiO ₂ (s)	diossido di silicio	−910,94

Secondo Principio della termodinamica → ENTROPIA (S)

Definizione: in natura l'entropia totale dell'universo aumenta sempre

Il primo principio non si dava informazioni sulla spontaneità delle reazioni ma solo sulla variazione di energia.

Il secondo principio invece inserisce l'entropia che è una grandezza che misura il disordine molecolare → maggiore è il disordine del sistema maggiore è S:

$$\Delta S > 0 = \text{disordine aumentato}$$

$$\Delta S < 0 = \text{disordine diminuito}$$

Dato che l'entropia dell'universo tende ad aumentare → una reazione è spontanea se tende anch'essa ad aumentare il disordine

ENERGIA LIBERA DI GIBBS (G)

Definizione: raccoglie il primo e secondo principio della termodinamica per determinare il verso della reazione. Infatti il primo principio dice che una reazione spontanea tende a liberare calore, mentre il secondo principio che una reazione spontanea tende ad aumentare il disordine

$$G = H + TS \rightarrow \Delta G = \Delta H + T \Delta S$$

- $\Delta G < 0 \rightarrow$ reazione esoergonica = procede spontaneamente ($\Delta H < 0$ libera calore e $\Delta S > 0$ disordine aumenta $\rightarrow \Delta G = \text{neg.} - \text{pos.} = \text{neg.}$)
 - $\Delta G = 0 \rightarrow$ reazione all'equilibrio
- $\Delta G > 0 \rightarrow$ la reazione è endoergonica e non procede spontaneamente ($\Delta H > 0$ richiede calore e $\Delta S < 0$ disordine diminuisce $\rightarrow \Delta G = \text{pos.} - \text{neg.} = \text{pos.}$)
 - Se reazione è spontanea sia dal punto di vista entalpico che entropico e viceversa, la spontaneità della reazione varia con la T

Calcolo ΔG

Oltre ai fattori precedenti e oltre la temperatura, il ΔG dipende dalla concentrazione di reagenti e prodotti, secondo la formula:

$$\Delta G = \Delta G_0 + RT * \ln \frac{[C]^c [D]^d}{[A]^a [B]^b}$$

- L'equazione fa riferimento alla reazione generica $aA + bB \rightleftharpoons cC + dD$, dove le lettere minuscole rappresentano i coefficienti stechiometrici e le maiuscole le concentrazioni di reagenti e prodotti
 - R è la costante dei gas
 - ΔG_0 è la variazione di energia libera standard
 - T la temperatura in Kelvin

Energia libera di Gibbs e costante di equilibrio

Se il sistema è all'equilibrio come detto prima $\Delta G = 0$, equazione diventa:

$$0 = \Delta G_0 + RT * \ln \frac{[C]^c [D]^d}{[A]^a [B]^b} \quad \text{Da cui} \rightarrow \Delta G_0 = - RT * \ln \frac{[C]^c [D]^d}{[A]^a [B]^b}$$

Se la reazione è all'equilibrio anche le concentrazioni di reagenti e prodotti lo saranno per cui la formula può essere scritta come:

$$\Delta G_0 = - RT * \ln K_{eq}$$

- Se $K_{eq} > 1$ allora $\Delta G < 0$: la reazione è spontanea e procede a favore dei prodotti
- Se $K_{eq} < 1$ allora $\Delta G > 0$: la reazione non è spontanea e procede a favore dei reagenti

Indicare il tipo di cristallo presente in FeCO_3 allo stato solido.

Scegli un'alternativa:

- a. Metallico
- b. Covalente
- c. Reticolo covalente
- d. Atomico
- e. Ionico**
- f. Molecolare

Il carbonato di ferro FeCO_3 (chiamato anche siderite), è costituito dagli ioni Fe^{+2} e CO_3^{-2} organizzati in un reticolo cristallino tenuto insieme da legami elettrostatici= è un composto ionico

Indicare la classe di solidi a cui il ferro appartiene.

Scegli un'alternativa:

- a. Solido molecolare
- b. Solido metallico**
- c. Solido ionico
- d. Solido covalente

Il ferro è un metallo, a temperatura ambiente è un solido e, come tale, è un solido metallico. La sua struttura è caratterizzata da numerosi elettroni di valenza liberamente oscillanti attorno a ioni metallici positivi (ioni positivi immersi in un mare di elettroni). In un metallo gli atomi non sono legati tra di loro fortemente, come nel caso dei sali; il fatto che possano liberamente muoversi l'uno rispetto all'altro, conferisce ai metalli le proprietà della malleabilità e delle duttilità.

La tensione superficiale dell'acqua a 15 °C è $7.5 \times 10^{-3} \text{ kg m}^{-1}$.

Esprimere questo valore in N m^{-1} e din cm^{-1} .

Scegli un'alternativa:

a. 0.0456 N m^{-1} ; 43.6 din cm^{-1}

b. 0.0735 N m^{-1} ; 67.2 din cm^{-1}

c. 0.0735 N m^{-1} ; 73.5 din cm^{-1}

d. 0.0856 N m^{-1} ; 73.5 din cm^{-1}

Si tenga presente la relazione: $P = m g$ in cui m = massa (kg) e $g = 9.8 \text{ m/s}^2$

P si misurerà quindi in Newton (N):

$7.5 \times 10^{-3} \text{ kg m}^{-1} \times 9.8 \text{ m/s}^2 = 0.0735 \text{ N m}^{-1}$

$0.0735 \text{ N m}^{-1} = 0.0735 \times 10^5 \text{ din/10}^2 \text{ cm} = 73.5 \text{ din cm}^{-1}$

Se la tensione di vapore di un liquido è maggiore della pressione totale sulla superficie del liquido, l'evaporazione ha luogo soltanto sulla superficie libera di quest'ultimo.

Scegli una risposta:

Vero

Falso

Se la tensione di vapore è maggiore della pressione totale sulla superficie del liquido, l'evaporazione ha luogo non soltanto sulla superficie libera di quest'ultimo ma anche sulla superficie interna delle cavità al di sotto della superficie libera.

Evaporazione: avviene sempre solo sulla superficie del liquido, quando alcune molecole riescono a sfuggire alle forze di coesione.

Ebollizione: si verifica quando la tensione di vapore del liquido diventa uguale o superiore alla pressione esterna.

In questo caso la vaporizzazione avviene in tutto il volume del liquido, non solo sulla superficie → La frase dice: “Se la tensione di vapore di un liquido è maggiore della pressione totale sulla superficie del liquido, l'evaporazione ha luogo soltanto sulla superficie libera...” = falso: in quella condizione non si ha semplice evaporazione, ma ebollizione, cioè formazione di bolle di vapore in tutta la massa del liquido.

Indicare il tipo di cristallo presente nell'ossido di bario BaO .

Scegli un'alternativa:

- a. Atomico
- b. Molecolare
- c. Reticolo covalente
- d. Ionico**
- e. Covalente
- f. Metallico

L'ossido di bario, BaO , è costituito dagli ioni Ba^{+2} e O^{-2} , allo stato solido gli ioni si dispongono in un reticolo cristallino ionico, stabilizzato da forze elettrostatiche.

Da che cosa dipende la variazione dello stato di aggregazione della materia (da solido a liquido ad aeriforme)?

Scegli un'alternativa:

- a. Temperatura
- b. Temperatura, pressione e forze di scorrimento
- c. Temperatura e pressione
- d. Pressione

La variazione di stato (fusione, evaporazione, condensazione, ecc.) dipende dalle condizioni esterne che influenzano l'energia delle particelle e le forze intermolecolari. In particolare, sono determinanti temperatura (energia cinetica delle particelle) e pressione (condizioni di equilibrio tra fasi).

Indicare quale dei seguenti composti può dare origine a legami idrogeno con l'acqua.

Scegli un'alternativa:

a. CH_3COOH

b. CH_3SH

c. NH_4^+

d. Tutte le sostanze indicate

Tutte le sostanze possiedono le caratteristiche per dar luogo legami idrogeno. In particolare:

- CH_3COOH è un acido carbossilico (acido acetico): il legame idrogeno intermolecolare si stabilisce tra l'idrogeno di una molecola e l'ossigeno di un'altra;

- CH_3SH è un tiolo (alcol in cui il gruppo $-\text{OH}$ è sostituito con il gruppo $-\text{SH}$): il legame idrogeno intermolecolare si stabilisce tra l'idrogeno di una molecola e lo zolfo di un'altra;

- NH_4^+ è lo ione ammonio: il legame idrogeno intermolecolare si stabilisce tra l'idrogeno di una molecola e l'azoto di un'altra.

Il legame idrogeno intermolecolare di maggior intensità si avrà nel caso dell'acido acetico.

Tra le seguenti affermazioni scegliere quella relativa alle interazioni intermolecolari.

Scegli un'alternativa:

- a. Hanno un carattere marcatamente meno direzionale dei legami intramolecolari
- b. Esercitano un ruolo chiave nel determinare le proprietà chimico-fisiche delle sostanze
- c. Sono meno intense dei legami intramolecolari
- d. Sono principalmente di natura elettrica

Le interazioni intermolecolari più spesso considerate sono quelle di origine elettrica, direttamente legate, cioè, alle proprietà elettriche delle specie coinvolte, in quanto le interazioni di altra natura (interazioni gravitazionali e magnetiche o interazioni nucleari), seppur esistenti, presentano normalmente intensità trascurabile o un raggio d'azione estremamente ridotto. Possono diventare significative in condizioni particolari.

Indicare la classe di solidi a cui appartiene il carbonato di calcio.

Scegli un'alternativa:

- a. Solido ionico
- b. Solido metallico
- c. Solido molecolare
- d. Solido covalente

Il carbonato di calcio (CaCO_3) è formato da: cationi Ca^{2+} e anioni CO_3^{2-} , disposti in un reticolo cristallino ionico tenuto insieme da forti interazioni elettrostatiche.

Definire che tipo di solido sia lo iodio.

Scegli un'alternativa:

- a. Sólido metallico
- b. Sólido ionico
- c. Sólido molecolare
- d. Sólido covalente

Lo iodio (I_2) allo stato solido è formato da molecole discrete di I_2 tenute insieme da forze di Van der Waals (forze di dispersione di London). Quindi non è né ionico, né covalente reticolare, né metallico. Un solido molecolare classico, infatti, è costituito da molecole covalenti piccole, non polari, legate tra di loro da forze di dispersione di London o da forze di van der Waals. I solidi molecolari hanno bassi punti di fusione e sono cattivi conduttori di elettricità. Altri esempi sono l'idrogeno solido e la cera paraffinica.

Indicare il tipo di cristallo presente nel silicio allo stato solido.

Scegli un'alternativa:

- a. Metallico
- b. Ionico
- c. Reticolo covalente
- d. Molecolare
- e. Atomico
- f. Covalente**

Un solido covalente è costituito da atomi legati mediante legami covalenti (coppie di elettroni condivisi tra atomi aventi la stessa elettronegatività); può, quindi, essere considerato come una singola, grande molecola. Le proprietà dei solidi covalenti sono: elevata durezza, modulo elastico elevato, alto punto di fusione, fragilità.

Alcuni esempi: diamante, silicio, quarzo, grafite.

Stabilire lo stato fisico di $\text{CH}_3\text{CH}_2\text{OH}$ (etanolo) a $25\text{ }^\circ\text{C}$ e 1 atm .

Scegli un'alternativa:

a. Liquido

b. Solido

c. Gas

È una molecola polare, con forti legami intermolecolari per la presenza di legame idrogeno, in forma di liquido. In particolare, L'etanolo ($\text{CH}_3\text{CH}_2\text{OH}$) ha punto di ebollizione di circa $78\text{ }^\circ\text{C}$ e punto di fusione di circa $-114\text{ }^\circ\text{C}$ → A $25\text{ }^\circ\text{C}$ e 1 atm si trova quindi al di sopra del punto di fusione e ben al di sotto del punto di ebollizione.

Indicare quale dei seguenti composti è un solido ionico.

Scegli un'alternativa:

a. BaF₂

b. PH₃

c. HCl

Analizziamo le opzioni

- a. BaF₂ (fluoruro di bario) → sale formato da cationi Ba²⁺ e anioni F⁻, quindi ha struttura ionica.
- b. b. PH₃ (fosfina) → molecola covalente, solido/molecolare a basse temperature.
- c. c. HCl → composto covalente, gas a T ambiente (diventa ionico solo in soluzione acquosa).

Stabilire lo stato fisico di CH_3CH_3 a $25\text{ }^\circ\text{C}$ e 1 atm .

Scegli un'alternativa:

a. Solido

b. Gas

c. Liquido

Il CH_3CH_3 (etano) è una molecola apolare con legami intermolecolari molto deboli: è sotto forma di gas. ha: punto di ebollizione $\approx -89\text{ }^\circ\text{C}$, punto di fusione $\approx -182\text{ }^\circ\text{C}$ → A $25\text{ }^\circ\text{C}$ e 1 atm si trova ben sopra al suo punto di ebollizione.

Indicare il tipo di cristallo presente in PH₃.

Scegli un'alternativa:

- a. Reticolo covalente
- b. Ionico
- c. Atomico
- d. Metallico
- e. Covalente
- f. Molecolare

La fosfina (PH₃) è una molecola discreta, con legami covalenti P–H, tenute insieme nello stato solido da forze di Van der Waals (interazioni deboli). Non forma un reticolo covalente né è un solido ionico o metallico. Infatti, un solido molecolare classico è costituito da molecole covalenti legate tra di loro da forze di dispersione di London o da forze di van der Waals. I solidi molecolari hanno bassi punti di fusione e sono cattivi conduttori di elettricità. Altri esempi sono l'idrogeno solido e la cera paraffinica.

Una miscela gassosa X è formata da elio ed N₂O, e la sua densità rispetto all'idrogeno è 10.80.

Calcolare le frazioni molari dei componenti la miscela X.

Pesi atomici (uma): He = 4.0; N = 14.0; O = 16.0

Scegli un'alternativa:

a. X_{He} = 0.60; X_{N₂O} = 0.40

b. X_{He} = 0.50; X_{N₂O} = 0.50

c. X_{He} = 0.56; X_{N₂O} = 0.44

La densità relativa d di un gas rispetto all'idrogeno molecolare è data da:

$$d = \frac{M_{\text{miscela}}}{M_{\text{H}_2}} \quad \text{con } M_{\text{H}_2} = 2 \text{ g/mol} \\ d = 10.80$$

$$M_{\text{miscela}} = d \times M_{\text{H}_2} = 10.80 \times 2 = 21.6 \text{ g/mol}$$

Elio (He): $M = 4.0$

protossido d'azoto (N₂O): $M = 2 \times 14.0 + 16.0 = 44.0 \text{ g/mol}$

$$M_{\text{miscela}} = X_{\text{He}} \cdot M_{\text{He}} + X_{\text{N}_2\text{O}} \cdot M_{\text{N}_2\text{O}}$$

$$\text{Sostituendo: } 21.6 = X_{\text{He}} \cdot 4.0 + (1 - X_{\text{He}}) \cdot 44.0$$

$$21.6 = 4X_{\text{He}} + 44 - 44X_{\text{He}}$$

$$21.6 = 44 - 40X_{\text{He}}$$

$$21.6 = 44 - 40X_{\text{He}}$$

$$40X_{\text{He}} = 44 - 21.6 = 22.4$$

$$X_{\text{He}} = \frac{22.4}{40} = 0.56$$

$$X_{\text{N}_2\text{O}} = 1 - 0.56 = 0.44$$

Determinare la massa in grammi di azoto contenuta in 20.66 L di questo gas misurati a 113 torr e 600 °C.

Peso atomico dell'azoto: = 14.0 uma

Scegli un'alternativa:

a. 0.0600 g

b. 0.600 g

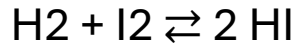
c. 6.00 g

Il problema fornisce pressione, volume e temperatura del campione di azoto. Ricorrendo all'equazione di stato dei gas (ideali) è possibile determinare le moli di azoto corrispondenti:

$$n \text{ Moli}_{\text{N}_2} = \frac{PV}{RT} = \frac{1.00 \text{ atm} \times 113 \text{ torr} \times 20.66 \text{ L}}{0.0821 \text{ atm L mol}^{-1} \text{ K}^{-1} \times (600 + 273) \text{ K} \times 760 \text{ torr atm}^{-1}} = 0.0429 \text{ moli}$$

Quindi la massa in grammi di N2 è: $g_{\text{N}_2} = 0.0429 \text{ moli} \times 14.0 \text{ g mole}^{-1} = 0.600 \text{ g}$

Alla temperatura T si mescolano volumi uguali di idrogeno e di iodio gassosi e, quando si stabilisce il seguente equilibrio omogeneo:



sono presenti 25 moli % di HI. Calcolare la frazione molare di H₂ e I₂ all'equilibrio alla temperatura T.

Scegli un'alternativa:

a. 0.375

b. 0.573

c. 0.753

Per definizione, in una miscela di sostanze la somma delle frazioni molari (χ) è pari a 1; pertanto quando si è stabilito l'equilibrio gassoso descritto dalla reazione data, si ha:

$$\chi_{\text{H}_2} + \chi_{\text{I}_2} + \chi_{\text{HI}} = 1$$

A partire da uguali volumi di H₂ e I₂, dato che questi composti si combinano secondo un rapporto stechiometrico di 1 a 1, all'equilibrio occuperanno ancora volumi uguali, e quindi avranno anche la stessa frazione molare. Pertanto, nell'equilibrio in cui la percentuale in moli HI = 25.00 moli e quindi $\chi_{\text{HI}} = 0.250$, l'equazione di cui sopra diventa:

$$\chi_{\text{H}_2} + \chi_{\text{I}_2} + 0.250 = 1$$

ed essendo $\chi_{\text{H}_2} + \chi_{\text{I}_2}$ si calcola facilmente: $\chi_{\text{H}_2} + \chi_{\text{I}_2} = 0.375$

Un campione di diossido di carbonio alla temperatura di 300 K esercita la pressione di 1.25 atm.
Calcolarne la densità.

Scegli un'alternativa:

- a. 0.022 g/L
- b. 2.24 g/L
- c. 5.00 g/L
- d. 1.42 g/L
- e. 24.8 g/L

Data l'equazione:

$$d = \frac{P \langle M \rangle}{RT} = \frac{1.25 \times 44}{0.082 \times 300} = 2.236 \text{ g L}^{-1}$$

Determinare la composizione ponderale di una miscela costituita da etilene (C₂H₄) e da ossigeno, la cui densità relativa all'idrogeno è 15.633 e che, a 25 °C e 1.0 atm, occupa un recipiente rigido del volume di 100.0 L.

Pesi atomici (uma): H = 1.0; C = 12.0; O = 16.0

Scegli un'alternativa:

- a. 21.0 g di C₂H₄; 106.9 g di O₂
- b. 20.0 g di C₂H₄; 116.9 g di O₂
- c. 11.0 g di C₂H₄; 6.9 g di O₂

La densità relativa della miscela rispetto all'idrogeno esprime il rapporto fra il peso molecolare medio ($\bar{M}$) della miscela e il peso molecolare dell'idrogeno:

$$15.633 = \frac{\bar{M}}{2.0\text{uma}} \rightarrow \bar{M} = 31.266 \text{ uma}$$

Per definizione di peso molecolare medio di una miscela binaria:

$\bar{M} = (\text{PM } X)_{\text{C}_2\text{H}_4} + (\text{PM } X)_{\text{O}_2} \rightarrow$ Essendo $X_{\text{C}_2\text{H}_4} + X_{\text{O}_2} = 1 \rightarrow$ si ottiene: $31.266 \text{ uma} = 28.0 \text{ uma } X_{\text{C}_2\text{H}_4} + 32.0 \text{ uma } (1 - X_{\text{C}_2\text{H}_4}) =$
da cui: $X_{\text{C}_2\text{H}_4} = 0.1835$

Quindi $X_{\text{O}_2} = 0.8165$

Sulla base dell'equazione di stato dei gas (ideali), la miscela gassosa prima della combustione contiene etilene e ossigeno per un totale di:

$$n_{\text{tot}} = \frac{PV}{RT} = \frac{1.00\text{atm} \times 100\text{L}}{0.0821\text{atm L mol}^{-1}\text{K}^{-1} \times (25+273)\text{K}} = 4.09 \text{ moli}$$

di cui:

Allo stato gassoso un composto X costituito da carbonio, idrogeno e azoto, ha densità 0.530 g L^{-1} a 199 torr e 150°C . Calcolare la massa molare di X.

Scegli un'alternativa:

- a. 140 g mole^{-1}
- b. 35.0 g mole^{-1}
- c. 70.0 g mole^{-1}

Applicando l'equazione di stato dei gas (ideali) si ricava il peso molecolare del composto X:

$$PV = nRT \rightarrow PV = \frac{g}{PM} RT$$

Essendo la densità d il rapporto tra la massa e il volume, inserendola nell'equazione, è possibile determinare la massa molare di X:

$$PM = \frac{dRT}{P} = \frac{0.530 \text{ g L}^{-1} \times 0.0821 \text{ atm L}^{-1}\text{K}^{-1} \times (150+273)\text{K} \times 760 \text{ torr atm}^{-1}}{1.00 \text{ atm} \times 199 \text{ torr}} = 70.0 \text{ g/mol}$$

Una miscela gassosa costituita da 2.87 moli di elio saturo di C₆H₆ vapore a 60.7 °C e 798 torr, è raffreddata a 5.0 °C mantenendo costante la pressione. Noto che la tensione di vapore del C₆H₆ è di 400 torr a 60.7 °C e di 35.0 torr a 5.0 °C, calcolare la massa di C₆H₆ che si liquefa a seguito del raffreddamento.

Pesi atomici (uma): H = 1.0; C = 12.0

Scegli un'alternativa:

a. 214.5 g

b. 320.2 g

c. 278.5 g

Si ha una miscela gassosa costituita da elio e benzene che, per raffreddamento, vede condensare allo stato liquido parte del C₆H₆.

Si calcolano le moli di C₆H₆ gassoso alle due temperature considerando che in un miscuglio gassoso il rapporto fra le pressioni parziali di due gas coincide con il loro rapporto molare (legge di Dalton).

Per T = 60.7 °C:

$$\frac{P_{He}}{P_{C_6H_6}} = \frac{P_{tot} - P_{C_6H_6}}{P_{C_6H_6}} = \frac{798 \text{ torr} - 400 \text{ torr}}{400 \text{ torr}} = 0.995 = \frac{n_{He}}{n_{C_6H_6}} = \frac{2.87 \text{ moli}}{n_{C_6H_6}} \rightarrow n_{C_6H_6} = 2.88 \text{ moli}$$

Analogamente, per T = 5.0 °C:

$$\frac{P_{He}}{P_{C_6H_6}} = \frac{P_{tot} - P_{C_6H_6}}{P_{C_6H_6}} = \frac{798 \text{ torr} - 35 \text{ torr}}{35 \text{ torr}} = 21.8 = \frac{n_{He}}{n_{C_6H_6}} = \frac{2.87 \text{ moli}}{n_{C_6H_6}} \rightarrow n_{C_6H_6} = 0.13 \text{ moli}$$

A seguito del raffreddamento, condensano, quindi: 2.88 moli – 0.13 moli = 2.75 moli di C₆H₆