

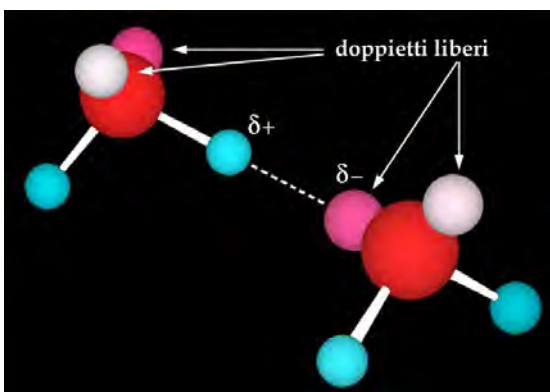
## 8. Le soluzioni e i gas ideali

### Interazioni intermolecolari

Le molecole interagiscono tra loro formando dei legami secondari, più deboli rispetto ai legami intermolecolari. Hanno un'energia che può variare da 1 a 10 (20) kcal·mol<sup>-1</sup>. Tali interazioni vengono chiamate **forze di Van Der Waals** che si differenziano in:

- Interazione dipolo permanente – dipolo permanente      es: SO<sub>2</sub>– SO<sub>2</sub>  
Questo tipo di interazione si ha tra molecole polari a causa dell'attrazione tra le cariche parziali degli atomi della molecola ( $\delta^+H-Cl^{\delta-}$ ).
- Interazione dipolo permanente – dipolo indotto      es: HF–Ar  
Se una molecola apolare come Ar viene a contatto con una molecola polare come  $\delta^+H-F^{\delta-}$ , i suoi e- risentono della polarità della molecola e vengono respinti dando luogo ad un *dipolo indotto*.
- Interazione tra dipoli istantanei, detta interazione per dispersione o **forze di London**. Si ha tale fenomeno quando una molecola apolare si sposta o viene perturbata; le velocità del nucleo e degli elettroni sono differenti pertanto si crea uno sbilanciamento della carica che dà luogo ad un dipolo istantaneo o indotto.

Al crescere del numero di elettroni cresce la probabilità di formazione di dipoli istantanei; crescono anche le interazioni di London. Per esempio, percorrendo il gruppo degli alogeni dall'alto verso il basso, cresce il numero di elettroni e con esso anche i dipoli istantanei.



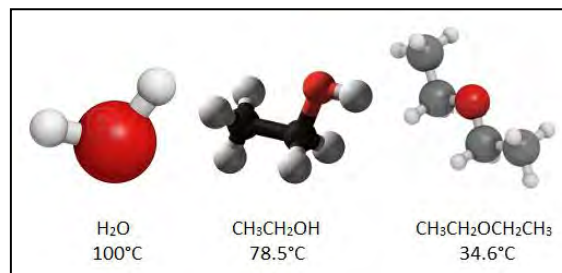
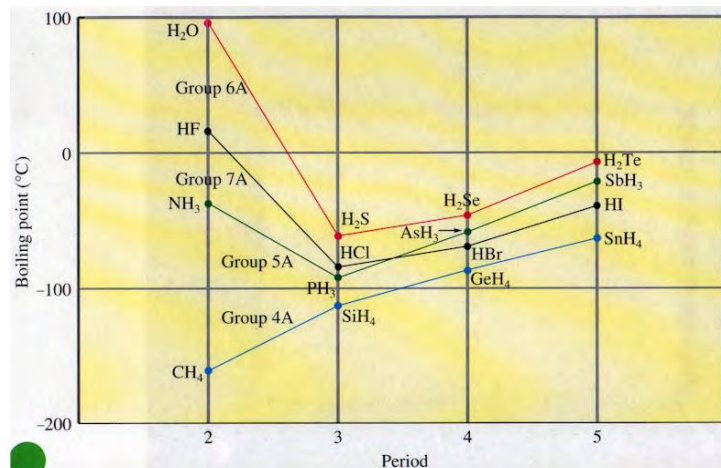
Un caso particolare di interazione tra dipoli permanenti è il **legame (a ponte) di idrogeno**. Si stabilisce tra molecole polari aventi almeno un idrogeno legato ad un atomo piccolo e molto elettronegativo (F, O, N). Il cloro pur avendo, all'incirca, la stessa elettronegatività dell'azoto, non può formare il legame di idrogeno perché è più grande e quindi la carica viene maggiormente distribuita.

Da delle prove sperimentali è risultato che:

1. Ogni molecola di H<sub>2</sub>O, allo stato solido (ghiaccio), ha una struttura tale da poter donare due legami di idrogeno e di poterne accettare altrettanti. Ne risulta che la coordinazione complessiva è di 4 molecole.
  2. Considerando gli idruri dei gruppi XIV, XV, XVI e XVII la temperatura di ebollizione aumentava dall'alto verso il basso. Fanno però eccezione le molecole di NH<sub>3</sub>, H<sub>2</sub>O e HF che hanno una T<sub>eb</sub> alta.
- Gruppo XIV: CH<sub>4</sub> -164°C, SiH<sub>4</sub> -118°C, GeH<sub>4</sub> -88°C, SnH<sub>4</sub> -52°C.

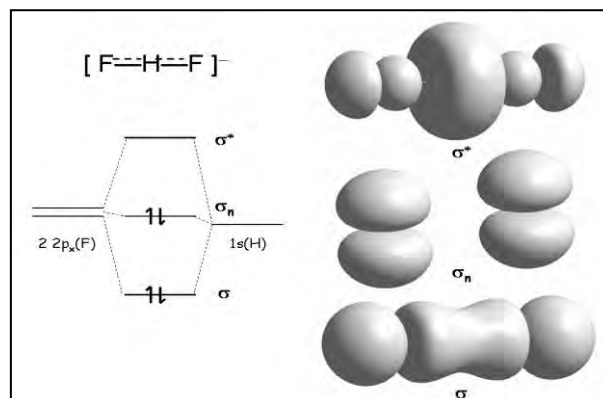
- Gruppo XV:  $\text{NH}_3$   $-33^\circ\text{C}$ ,  $\text{PH}_3$   $-88^\circ\text{C}$ ,  $\text{AsH}_3$   $-55^\circ\text{C}$ ,  $\text{SbH}_3$   $-17^\circ\text{C}$ .
- Gruppo XVI:  $\text{H}_2\text{O}$   $100^\circ\text{C}$ ,  $\text{H}_2\text{S}$   $-61^\circ\text{C}$ ,  $\text{H}_2\text{Se}$   $-42^\circ\text{C}$ ,  $\text{H}_2\text{T}$   $-2^\circ\text{C}$ .
- Gruppo XVII:  $\text{HF}$   $20^\circ\text{C}$ ,  $\text{HCl}$   $-85^\circ\text{C}$ ,  $\text{HBr}$   $-67^\circ\text{C}$ ,  $\text{HI}$   $-51^\circ\text{C}$ .

3. Il PM aumenta ma la Teb diminuisce a causa della perdita di idrogeni capaci a dare il legame di idrogeno.



Il *legame di idrogeno* è un'attrazione elettrostatica tra dipoli permanenti, esaltata dalla piccolezza dell'atomo di idrogeno, così che la distanza tra X e Y, atomi di molecole diverse legate ad H ( $\text{X}-\text{H}\cdots\text{Y}$ ), risulta particolarmente piccola. Un caso in cui il legame di idrogeno è simmetrico, è ad esempio nello ione  $\text{HF}_2^-$  ( $\text{F}\cdots\text{H}-\text{F} \leftrightarrow \text{F}-\text{H}\cdots\text{F}$  rappresentazione di risonanza) dove  $d(\text{H}\cdots\text{F})$  è  $1.13\text{\AA}$  ed è uguale a  $d(\text{F}-\text{H})$ . Considerando che nella molecola HF la  $d(\text{H}-\text{F})$  è  $0.92\text{\AA}$  si può concludere che **il legame di idrogeno**, in questo caso, **è un vero e proprio legame covalente**.

Volendo rappresentarlo con gli orbitali molecolari, avremo:



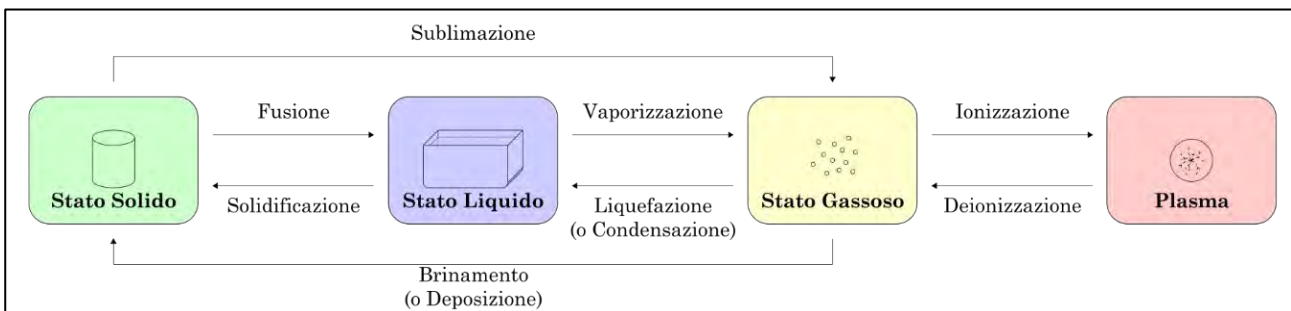
**Il legame di idrogeno** è molto importante (per esempio il DNA deve la sua struttura alla presenza del legame di idrogeno tra le basi azotate) poiché **si stabilizza velocemente** ed è **reversibile**.

### Stati di aggregazione

Gli stati di aggregazione, gassoso, liquido e solido, possono essere visti come il risultato del bilancio tra l'energia cinetica delle molecole ( $E_{cin}$ ) e l'energia delle attrazioni intermolecolari (forze di VdW,  $E_{VdW}$ ). In base alla relazione fra le due possiamo sostenere:  $E_{cin} > E_{VdW}$  = aeriforme (gas o vapore),  $E_{cin} \approx E_{VdW}$  = liquido,  $E_{cin} < E_{VdW}$  = solido. Nello stato aeriforme le particelle *si muovono liberamente* nello spazio (c'è molto disordine); allo stato liquido le particelle hanno meno  $E_{cin}$  e si muovono le une sulle altre (c'è meno disordine); allo stato solido le particelle sono molto unite tra loro a formare dei *reticoli ordinati*.

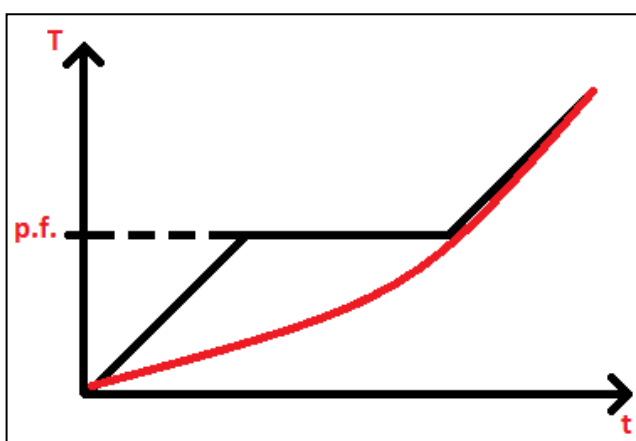
**La fase:** è una porzione omogenea di materia delimitata da una superficie.

Per esempio: un bicchiere chiuso contenente acqua, è costituito da due fasi, una liquida (acqua) e una aeriforme (aria). Se in un bicchiere d'acqua avessimo due Sali di colore differente, avremo due fasi solide ben distinte.



### Stato solido

Per determinare la stabilità di un composto solido bisogna determinare l'energia di reticolo ( $U$ ), che somministrata al composto serve a disaggregare il composto ionico ( $NaCl \rightarrow Na^+ + Cl^-$ ), cioè portare gli ioni ad una distanza infinita o di non interazione, o a gassificare un composto ( $I_{2(l)} \rightarrow I_{2(g)}, H_2O_{(l)} \rightarrow H_2O_{(g)}, C_{diamante} \rightarrow C_{(g)}$ ).



**Vetri e Cristalli:** riscaldando un solido, avente una *struttura cristallina*, e registrando l'aumento di  $T$  all'aumentare del tempo ( $t$ ), si ricava la curva nera in figura. Il plateau corrisponde al punto di fusione (**p.f.**) che è quel momento in cui la temperatura non sale più, in quanto l'energia fornita viene acquistata dalle particelle come energia cinetica al fine di cambiare stato, da solido a liquido. Quando si raffredderà il liquido, la curva descritta sarà la medesima ma percorsa da destra a sinistra. Non

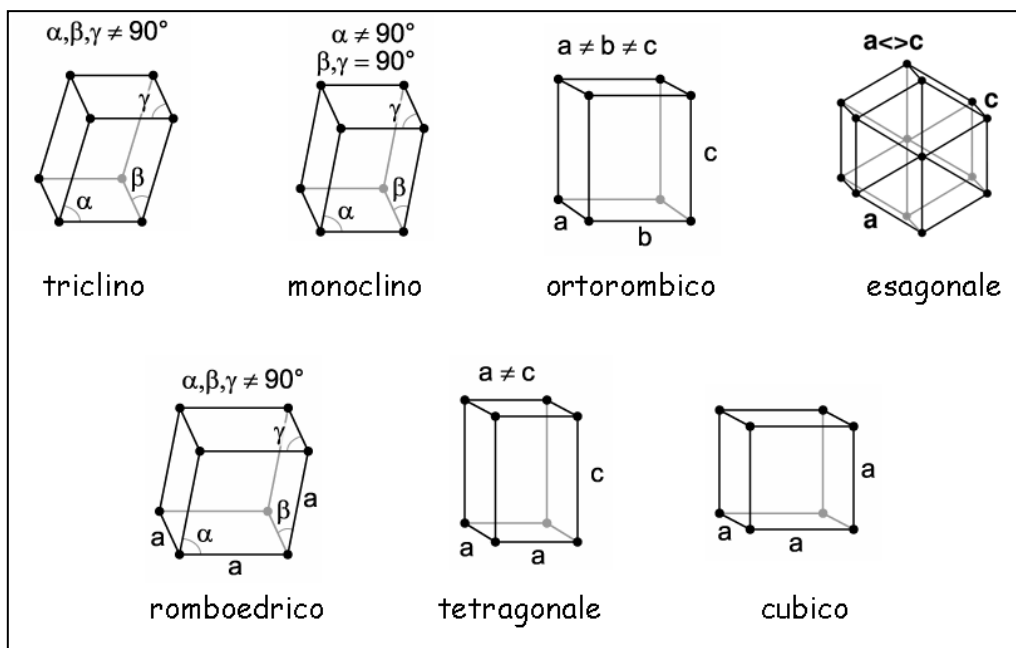
tutti i solidi si comportano però in questo modo; in particolare il quarzo ( $SiO_2$ ). Quando si raffredda

non segue l'andamento solito ma quello descritto dalla curva rossa in figura. Questo fenomeno è dovuto al fatto che Si e O non riescono a ricollocarsi nelle posizioni del reticolo e a poco a poco solidificano. Ciò che si ottiene è "**liquido congelato**". Non si parlerà più di cristallo bensì di vetro. Se il composto venisse riscaldato nuovamente la curva descritta sarebbe quella rossa.

**Cristallo:** è un solido con una struttura ordinata, un punto di fusione netto.

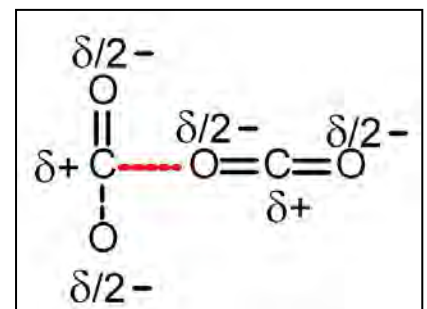
**Vetro:** è un solido con una struttura disordinata, non fonde ma rammollisce.

**La geometria dei solidi:** un solido può essere scomposto in un'unità semplice che riprodotta infinite volte conferisce la struttura del cristallo. Esistono 7 sistemi diversi:

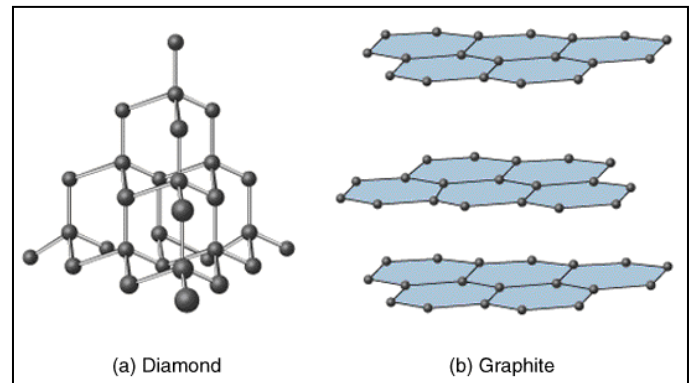


**Tipi di solidi:** solidi ionici, solidi molecolari, solidi covalenti e solidi metallici.

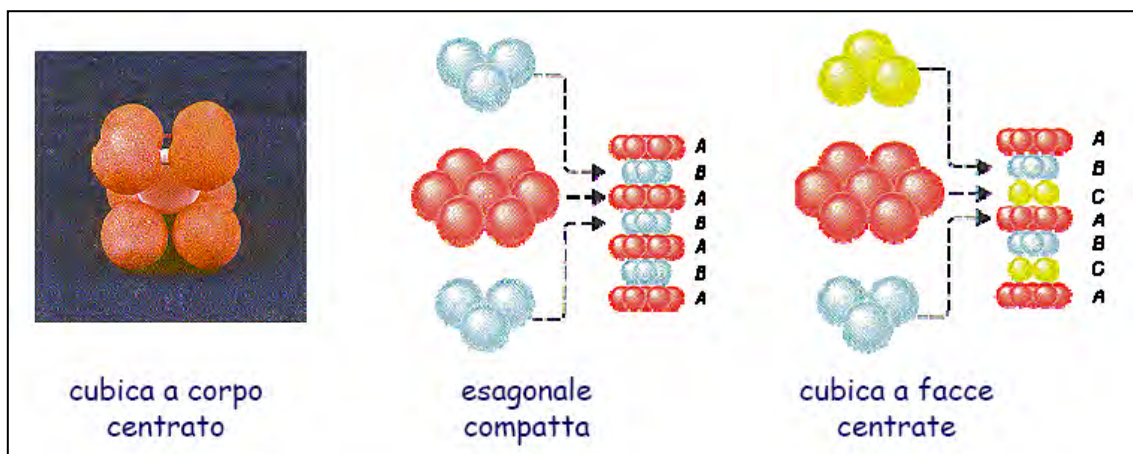
- **Solidi ionici:** hanno interazione elettrostatica, un'elevata energia di reticolo ( $10^2 \text{ kcal}\cdot\text{mol}^{-1}$ ) ed un'elevata stabilità e non conducono la corrente elettrica (la conducono allo stato fuso, non attraverso il passaggio di elettroni ma attraverso la migrazione degli ioni). Esempio: NaCl, CaCO<sub>3</sub>.
- **Solidi molecolari:** generalmente hanno **interazioni di VdW** (I<sub>2</sub> ha interazioni per dipoli istantanei; H<sub>2</sub>O ha legami di idrogeno; CO<sub>2</sub> solida ha interazione dipolare a T tra l'atomo di carbonio di una molecola, che detiene una parziale carica positiva ( $\delta^+$ ) con uno degli atomi di ossigeno di un'altra molecola, che detiene una carica parzialmente negativa ( $\delta/2$ )), bassa energia di reticolo ( $\leq 10 \text{ kcal}\cdot\text{mol}^{-1}$ ), modesta stabilità e sono isolanti.



- **Solidi covalenti:** sono solidi le cui molecole sono **“tenute insieme” da legami covalenti**, hanno elevata energia di retico ( $10^2 \text{ kcal}\cdot\text{mol}^{-1}$ ). Ne sono un esempio le due forme allotropiche del carbonio: diamante e graffite. Il carbonio del diamante è ibridato  $sp^3$ , ogni C è legato ad altri 4 C, ha un'elevata durezza (10 nella scala di Mohs), è un isolante. I C della graffite sono ibridati  $sp^2$ , ha una struttura a strati tenuti insieme tra loro da interazioni per dipoli istantanei, ha bassa durezza (0.5 nella scala di Mohs), sfaldabilità, potere lubrificante, conducibilità elettrica anisotropica (gli e- possono muoversi nel piano xy ma non in quello z). la graffite è più stabile del diamante di  $0.7 \text{ kcal}\cdot\text{mol}^{-1}$ ; la rasformazione è però molto lenta a causa dell'elevata energia di attivazione; è possibile ottenere diamanti sintetici, partendo dalla graffite, lavorando a  $3000^\circ\text{C}$  e a  $3500\text{GPa}$ .



- **Metalli:** i metalli hanno un colore sul grigio, sono lucenti e un'energia di reticolo variabile ( $10 - 10^2 \text{ kcal}\cdot\text{mol}^{-1}$ ). Un colore differente lo ha l'oro (giallo) e il rame (rosa). Sono composti che possono essere lavorati senza dare rotture, sono duttili e malleabili. Hanno un **elevato numero di coordinazione (n)** con **tre strutture tipiche:**



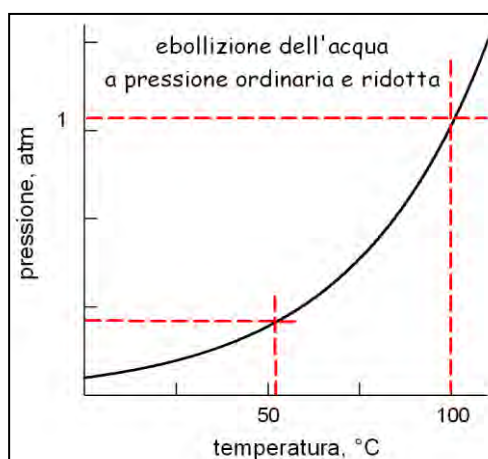
1. Struttura cubica a corpo centrato:  $n = 8 + 6 = 14$ .
2. Struttura esagonale compatta:  $n = 3 + 6 + 3 = 12$ .
3. Struttura cubica a facce centrate:  $n = 3 + 6 + 3 = 12$ .

I tre atomi nella struttura esagonale compatta sono **eclissati** mentre nella struttura cubica a facce centrate essi sono **sfalsati**.

## Stato liquido

Allo stato liquido le molecole non stanno ferme in modo da poter essere spazialmente caratterizzate (come nei solidi), esse si muovono scorrendo le une sulle altre e mantengono le interazioni in modo che il movimento risultante non è abbastanza caotico da consentire una trattazione statistica comune (come per i gas). Alcune proprietà dei liquidi sono:

- **Viscosità:** è la grandezza che si misura col viscosimetro; viene misurato il tempo che un liquido impiega a percorrere un certo spazio. Essa rappresenta la maggior o minor **resistenza di un liquido allo scorrimento su se stesso** (o sulla superficie).  
Un liquido sarà tanto più viscoso tanto maggiore saranno le interazioni intermolecolari:  $H_2O > CH_2CH_2OH > (C_2H_5)_2O$ . Per eccellenza le molecole viscosi sono oli e acidi carbossilici che hanno una struttura molto grande.
- **Tensione superficiale:** è la grandezza che si misura con un tensimetro. La tensione (o anche pressione) è data dal rapporto tra forza e superficie ed esprime **la forza, per unità di superficie, con cui le molecole in superficie sono attratte verso l'interno del liquido**. Tali molecole stabiliscono meno interazioni delle molecole all'interno del liquido, hanno quindi un'energia maggiore. Per questo il liquido tenderà ad avere il minor numero possibile di molecole che si trovano in tale situazione; tenderà quindi ad avere la minor superficie possibile. [le gocce d'acqua hanno tale struttura perché a parità di volume la superficie della sfera è minore rispetto a qualsiasi altro solido.
- **Tensione (o pressione) di vapore:** è la pressione del vapore saturo che esprime la tendenza del liquido ad evaporare. Introducendo un liquido all'interno di un contenitore si verifica che: le particelle interne del liquido si urtano e riescono ad avere un'energia maggiore delle particelle superficiali. Urtano le particelle superficiali che passano in stato aeriforme. Quando queste condensano altre evaporano così da poter descrivere un **equilibrio dinamico** dove la velocità di vaporizzazione è uguale alla velocità di condensazione. Il vapore esercita una certa pressione chiamata **tensione di vapore**.



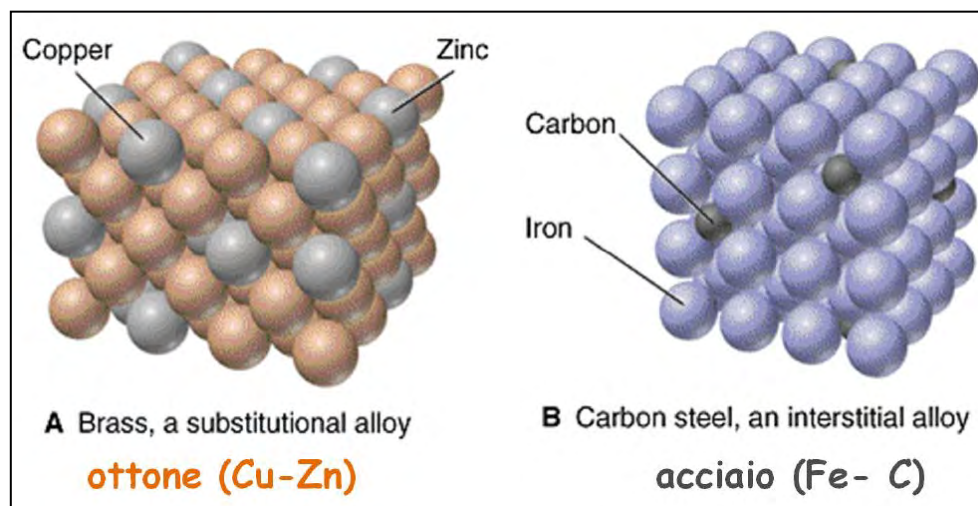
L'evaporazione riguarda solo le particelle presenti sulla superficie di un liquido mentre l'ebollizione riguarda tutte le particelle del liquido. Se riscaldo un recipiente contenente un liquido le particelle al suo interno vaporizzano, senza "passare" dalla superficie, nel momento in cui all'interno viene raggiunta una pressione di vapore pari a quella esterna.



## Le soluzioni

Le soluzioni sono **porzioni omogenee di materia** con una composizione ben definita e variabile in un certo intervallo. Una soluzione è pertanto costituita da almeno due sostanze e si dice che a livello intermolecolare vi è una dispersione di una nell'altra. Si possono distinguere diversi tipi di soluzione: gassose (aria), liquide (acqua e zucchero) e solide (leghe metalliche).

**Soluzioni solide:** ne sono un classico esempio le leghe metalliche. Miscelando una soluzione di rame e una di zinco, le particelle si dispongono in modo casuale, abbassando la temperatura la soluzione cristallizza e si forma un composto contenente sia Cu che Zn. Il composto ha una struttura cubica a facce centrate. Si possono distinguere: leghe sostituzionali: un metallo si sostituisce all'altro nelle posizioni del reticolo (es: l'ottone è costituito dal 55-65% di Cu e dal 45-35% di Zn e ha una struttura cubica a facce centrate). Leghe interstiziali: un componente trova posto nelle cavità intermetalliche (es. l'acciaio che è costituito da Fe da C presente in percentuale minore o uguale al 2%).



**Allumi:** sono sali del tipo  $M^I M^{II} (SO_4)_2$

$M^I$ :  $K^+$ ,  $NH_4^+$ ,  $Tl^+$ ,  $Rb^+$

$M^{II}$ :  $Al^{3+}$ ,  $Cr^{3+}$ ,  $Fe^{3+}$ ,  $Tl^{3+}$

Miscelando due allumi in una soluzione che successivamente viene cristallizzata, ottengo un unico composto.

**Soluzioni liquide:** Il componente presente in maggior quantità viene chiamato **solvente** mentre quello presente in minor quantità prende il nome di **soluto**. Il soluto si disperde nel solvente. Il solvente per eccellenza è l'acqua (benzene ...). Il soluto può essere solido, liquido o gassoso. È spesso necessario esprimere la **concentrazione** della soluzione.

Alcuni modi usati sono:

$$\% \mathbf{p/p} = \frac{g \text{ soluto}}{100g \text{ soluzione}}$$

$$\% \mathbf{p/v} = \frac{g \text{ soluto}}{100mL \text{ soluzione}}$$

$$\% \mathbf{v/v} = \frac{mL \text{ soluto}}{100mL \text{ soluzione}}$$

$$\mathbf{Molarità (M)} = \frac{moli \text{ soluto}}{L \text{ soluzione}}$$

$$\mathbf{Normalità (N)} = \frac{equivalenti \text{ soluto}}{L \text{ soluzione}}$$

$$\mathbf{Molalità (m)} = \frac{moli \text{ soluto}}{Kg \text{ soluzione}}$$

$$\mathbf{Frazione molare (\chi)} = \frac{moli \text{ soluto}}{moli \text{ soluzione}} = \frac{n_A}{n_A + n_B}$$

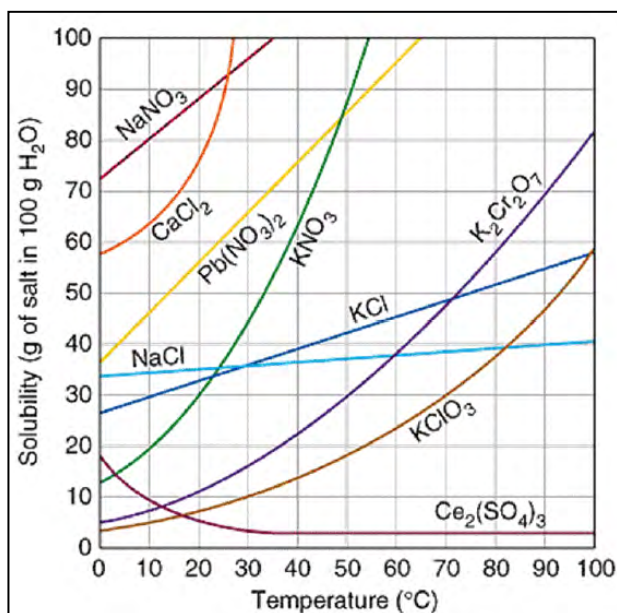
$$\mathbf{ppm} = \frac{mg \text{ soluto}}{Kg \text{ soluzione}}$$

$$\mathbf{ppb} = \frac{\mu g \text{ soluto}}{Kg \text{ soluzione}}$$

$$\mathbf{ppt} = \frac{ng \text{ soluto}}{Kg \text{ soluzione}}$$

Introducendo un composto in un liquido, questo si solubilizzerà solo se sarà solubile in quel determinato solvente. Qualora ne venga aggiunto troppo si presenterà un corpo di fondo. A quel punto le particelle solide si solubilizzeranno con la stessa velocità con cui le particelle in soluzione cristallizzano. Si parla di **equilibrio dinamico** e la soluzione risulterà essere **saturo**. Lo stesso può avvenire tra soluzioni liquide, quando il soluto sarà in eccesso si presenterà una seconda fase sopra o sotto alla soluzione in base alla sua densità. **L'agitazione** della soluzione (con una bacchetta) accelera la dissoluzione.

### Curva di solubilità



In generale la solubilità cresce con l'aumentare della temperatura ma ci sono alcuni composti la cui solubilità non dipendono da essa (NaCl) o diminuisce al suo aumentare [ $\text{Ce}_2(\text{SO}_4)_3$ ]. Nel primo caso si parlerà di **dissoluzioni endotermiche**, nel secondo caso di **dissoluzioni atermiche** e nel terzo caso di **dissoluzioni esotermiche**. Il calore può essere visto come un reagente o un prodotto e l'aumento della temperatura comporta un aumento di reagenti o prodotti, ciò potrà favorire o meno la reazione a differenza che sia endotermica o esotermica.

### Preparazione di soluzioni

Le soluzioni possono essere preparate per pesata di un sale oppure per diluizione da una soluzione a concentrazione nota detta **soluzione madre** (si ottiene la **soluzione figlia**). Della soluzione 1 (quella madre), avente una concentrazione  $M_1$ , si preleva un volume  $V_1$  e si aggiunge un certo volume al



fine di ottenere la soluzione a concentrazione  $M_2$  (con  $M_2 < M_1$ ). Il numero totale di moli di soluto **non cambia**, cambia solo il volume della soluzione e quindi la concentrazione.

$$M_1 \cdot V_1 = M_2 \cdot V_2$$

**Problema 8.1 A**

Calcolare quanti litri di una soluzione 0.2M di  $\text{KMnO}_4$  occorrono per preparare 0.5L di soluzione 0.04M.

(0.1L)

**Problema 8.2 A**

La densità di una soluzione di  $\text{H}_2\text{SO}_4$  al 96.4% è  $1.835 \text{ g/cm}^3$ . Calcolare la concentrazione molare dell'acido. (guardare formula sotto)

(18.1 M)

**Problema 8.3**

La densità di una soluzione di  $\text{HCl}$  al 35.6% è  $1.185 \text{ g/cm}^3$ . Calcolare il volume della soluzione che contiene disciolta 1.0mol dell'acido.

(86.2 ml)

“Formulone” per la molarità: 
$$M = \frac{\% \cdot d \cdot 10}{PM}$$

### Equivalenti e Normalità

Una seconda unità di misura, dopo le moli, per la quantità di sostanza sono gli **equivalenti**. Essi corrispondono ad una certa quantità di una sostanza che scambia una mole di elettroni (nelle reazioni redox) o una mole di ioni  $\text{H}^+$  (nelle reazioni acido-base).

$$\text{Equivalenti (eq)} = \frac{\text{massa (g)}}{\text{Peso equivalente (PE)}}$$

$$PE = \frac{PM \text{ (o PF)}}{z} \quad \text{con } z \text{ elettroni scambiati o } z \text{ ioni } \text{H}^+ \text{ scambiati}$$

$$N = M \cdot z \quad (\text{la nonna è più grande della mamma})$$

**Problema 8.4 A**

Calcolare la massa di 1eq di  $\text{KMnO}_4$  (PF=158) quando è ridotto a  $\text{MnO}_4^-$ , a  $\text{MnO}_2$  e a  $\text{Mn}^{2+}$ .

(158g, 52.7g, 31.6g)

**Problema 8.5 A**

Calcolare quanti g di  $\text{Cu}$  sono ossidati da 1eq di  $\text{HNO}_3$ .  $\text{NO}_3^- + \text{Cu} \rightarrow \text{Cu}^{2+} + \text{NO}$  (ambiente acido)

(31.8g)

**Problema 8.6**

Calcolare la molarità di una soluzione di  $\text{KMnO}_4$  0.1N in ambiente acido.

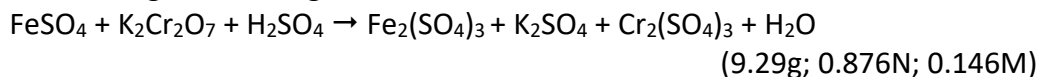
(in ambiente acido si ottiene  $\text{Mn(II)}$ , quindi 0.020M)

**Problema 8.7**

Calcolare quanti grammi di  $\text{Ca}(\text{OH})_2$  sono necessari per reagire con 0.800g  $\text{H}_3\text{PO}_4$  b) Calcolare M, N, m e  $\chi$  di una soluzione contenente 0.800g di  $\text{H}_3\text{PO}_4$  in un volume di  $500\text{cm}^3$  ( $d = 1.050\text{ g/cm}^3$ ).  
(0.907g; 0.016M, 0.049N, 0.0156m,  $2.8 \cdot 10^{-4}$ )

**Problema 8.8**

a) Quanti eq e quanti grammi di  $\text{FeSO}_4$  sono ossidati da 3.00g di  $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$ ? b) Calcolare M e N di una soluzione ottenuta sciogliendo 3.00g  $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$  in 70.0 mL di  $\text{H}_2\text{O}$ .



**Problema 8.9**

15.0g di  $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$  sono ridotti in ambiente acido con alcol etilico. Calcolare la massima quantità di  $\text{KCr}(\text{SO}_4)_2 \cdot 12\text{H}_2\text{O}$  ottenibile dalla reazione e la quantità di alcol consumato, considerando una resa del 100%. Bilanciare in ambiente acido:  $\text{Cr}_2\text{O}_7^{2-} + \text{CH}_3\text{CH}_2\text{OH} \rightarrow \text{Cr}^{3+} + \text{CH}_3\text{CHO}$   
(50.9g)

**Problema 8.10**

1.00g di un campione impuro di Ag viene sciolto in acido e precipitato come AgCl. Si ottiene 1.00g di prodotto. Calcolare la % di Ag nel campione di partenza.  
(75%)

**Problema 8.11 A**

5.0g di arsenico reagiscono con 3.1g di ipoclorito di sodio. Quanti g di  $\text{Na}_3\text{AsO}_4$  si formano? Quanti grammi rimangono del reagente in eccesso?  $\text{As} + \text{NaClO} + \text{NaOH} \rightarrow \text{Na}_3\text{AsO}_4 + \text{NaCl} + \text{H}_2\text{O}$   
(3,5g; 3.8g As)

**Problema 8.12**

Calcolare quanti grammi di  $\text{PCl}_3$  si ottengono dalla reazione di 9.40g di  $\text{P}_4$  con un eccesso di  $\text{Cl}_2$ . Determinare inoltre quanto sarebbe la resa %, se dalla reazione si formassero 15.0g di  $\text{PCl}_3$ .  
 $\text{P}_4 + \text{Cl}_2 \rightarrow \text{PCl}_3$   
(41.7g; 36%)

**Problema 8.13**

25.0g di  $\text{CH}_3\text{COOH}$  reagiscono con 20.0g di  $\text{CH}_3\text{CH}_2\text{OH}$  in acido solforico. Si ottengono 29.5g di  $\text{CH}_3\text{COOCH}_2\text{CH}_3$ . Calcolare la resa %.  $\text{CH}_3\text{COOH} + \text{CH}_3\text{CH}_2\text{OH} \rightarrow \text{CH}_3\text{COOCH}_2\text{CH}_3 + \text{H}_2\text{O}$   
(80.6%)

**Problema 8.14**

Calcolare quanti grammi di  $\text{K}_2\text{MnO}_4$  si formano da 6.00g di  $\text{MnO}_2$  e 15.0g di  $\text{KClO}_3$ . b) Calcolare inoltre quanto resta del reagente in eccesso.  
 $\text{MnO}_2 + \text{ClO}_3^- \rightarrow \text{MnO}_4^{2-} + \text{Cl}^-$  (bilanciare in ambiente basico)  
(13.6g; 12.2g  $\text{KClO}_3$ )

**Problema 8.15**

Calcolare quanti grammi di  $\text{NaHCO}_3$  occorrono per ottenere 5.00 g di  $\text{Na}_2\text{CO}_3$ , ipotizzando che la reazione di decomposizione abbia una resa del 90%.  $\text{NaHCO}_3 \rightarrow \text{Na}_2\text{CO}_3 + \text{CO}_2 + \text{H}_2\text{O}$   
(8.81g)

## I gas ideali

Esistono semplici relazioni tra coppie di grandezze con cui si definisce lo stato di un sistema gassoso. Queste relazioni, in realtà, sono leggi limite, cioè valgono esattamente solo quando sono completamente trascurabili tanto le interazioni tra le varie molecole del gas quanto il volume occupato dalle molecole del gas rispetto al volume del recipiente che lo contiene. Viene quindi definito **gas ideale** o **gas perfetto** un gas che soddisfa i seguenti requisiti:

1. Le molecole sono puntiformi.
2. Le molecole interagiscono tra loro e con le pareti del recipiente mediante urti elastici (senza dispersione d'energia).
3. Non vi sono forze intermolecolari.
4. Le molecole sono indistinguibili.

I gas reali si avvicinano al comportamento del modello gas ideale tanto più quanto più sono a bassa pressione e temperatura elevata rispetto alla temperatura di condensazione del gas stesso.

Indicano con **P** la pressione, con **V** il volume, con **n** il numero di moli e con **T** la temperatura assoluta del gas, le leggi del gas perfetto possono essere così formulate:

- A T e n costanti  $P \cdot V = k$
- A P e n costanti  $V = k \cdot T$
- A V ed n costanti  $P = k \cdot T$
- A P ed T costanti  $V = k \cdot n$

Dalla combinazione delle relazioni precedenti si ottiene l'equazione di stato del modello gas perfetto o ideale:

$$PV = nRT \quad \Leftrightarrow \quad PV = \frac{m}{PM} RT$$

dove **R** è una grandezza il cui valore dipende dalle unità in cui sono espressi P e V (n e T rappresentano sempre rispettivamente il numero di moli e la temperatura assoluta).

Se si tiene presente che **una mole** di qualsiasi gas, che segua l'equazione scritta sopra, occupa un volume di **22,414L** alla temperatura di **273,15K** e alla pressione di **1atm**, si può ricavare il valore di R da usare nei calcoli in cui V è espresso in litri e P in atmosfere:

$$R = \frac{PV}{nT} = \frac{1\text{atm} \cdot 22.414\text{L}}{1\text{mol} \cdot 273.15\text{K}} = 0.082057 \frac{\text{atm} \cdot \text{L}}{\text{K} \cdot \text{mol}}$$

Un altro valore di R molto usato (ma più in chimica fisica) è  $R = 8.31 \frac{J}{K \cdot \text{mol}}$ .

Si definiscono **condizioni normali (c.n.)** quando ci si trova ad 1bar e a 273.15K (0°C).

Si definiscono **condizioni standard (TPS)** quando ci si trova ad 1bar e a 298.15K (25°C).

Conversione delle pressioni:

$$\begin{array}{ccccccc}
 \text{bar} & \xrightarrow{\cdot 10^5} & \text{Pa} \left( \frac{\text{N}}{\text{m}^2} \right) & \xrightarrow{\cdot 9.81} & \frac{\text{Kg}}{\text{m}^2} & \xrightarrow{\cdot 10^4} & \frac{\text{Kg}}{\text{cm}^2} & \xrightarrow{\cdot 1.033} & \text{atm} & \xrightarrow{\cdot 760} & \text{tor o mmHg} \\
 & \xleftarrow{: 10^5} & & \xleftarrow{\cdot 9.81} & & \xleftarrow{\cdot 10^4} & & \xleftarrow{\cdot 1.033} & & \xleftarrow{\cdot 760} & \\
 & & & & & & & & \cdot 10.33 \downarrow \uparrow : 10.33 & & \\
 & & & & & & & & \text{mca} & & 
 \end{array}$$

**Problema 8.16 A**

Una massa di CO<sub>2</sub> contenuta in un volume di 5.0L a 5 atm e 24°C è fatta espandere in un recipiente di 75 litri. La T finale è -51°C. Calcolare la P finale in atm, torr e Pa.

(0.25atm)

**Problema 8.17**

Una bombola di He ha una P di 210atm e una T di 20°C. Dopo un prelievo, la T scende a 15°C e la P a 195 atm. Calcolare la % di gas espulsa (V costante).

(5.5%)

**Problema 8.18**

In un recipiente aperto, 2 litri di CO<sub>2</sub> pesano 3.9532g a c.n. Trovare a quale T°C il recipiente contiene 1.650g di CO<sub>2</sub>, considerando V e p costanti.

(381°C)

**Problema 8.19**

Si fanno reagire 2.00 g di propano e 7.00g di diossigeno. Supponendo che la reazione sia completa e che porti a ossido di carbonio e acqua, calcolare i grammi di acqua che si formano e il volume totale di gas finale a c.n. C<sub>3</sub>H<sub>8</sub> + O<sub>2</sub> → CO + H<sub>2</sub>O

(3.28g; 4.40L)

**Problema 8.20**

2.44g di una lega che contiene Au e Ag vengono trattati con acido nitrico. Sapendo che si formano 3.46g di nitrato d'argento e considerando la resa del 100%, si calcoli il contenuto in peso di Ag nella lega e il volume di NO che si sviluppa a c.n. Ag + HNO<sub>3</sub> → AgNO<sub>3</sub> + NO + H<sub>2</sub>O

(90.2%; 0.152L)

### La densità di un gas

Dalla legge universale dei gas ideali si ottiene:

$$PV = \frac{m}{PM} RT \quad \Rightarrow \quad P = \frac{d}{PM} RT$$

Densità (d in g/L) e peso molecolare (PM in g/mol) di un gas

#### Problema 8.21 A

Una bombola da 37.0L contiene O<sub>2</sub> a 6.2 atm e 25°C. Calcolare la massa (in g) e la densità del gas.  
(300g; 8.1 g/L)

#### Problema 8.22

Sapendo che a 320°C e 7 atm, 250 ml di gas pesano 2.1 g; calcolare la d a c.n. e il peso molecolare.  
(2.6g/L; 58.4)

#### Problema 8.23

Calcolare quanto pesano 25L di vapore d'acqua a 757 mmHg e 300°C.

(9.5g)

### Miscela gassosa $PV = (\sum n_i)RT$

#### Legge di Dalton

La *pressione totale* di una miscela gassosa corrisponde alla somma delle pressioni parziali dei gas presenti nella miscela. Per *pressione parziale* ( $p_i$ ) del *gas i-esimo* della miscela, si intende la pressione che il *gas i* eserciterebbe se occupasse da solo il volume occupato dalla miscela.

$$P_{tot} = \sum p_i$$

$$P_{tot} \cdot V = n_{tot} \cdot R \cdot T \quad \Rightarrow \quad P = \frac{n_1+n_2+n_3}{V} \cdot R \cdot T = \frac{n_1 \cdot R \cdot T}{V} + \frac{n_2 \cdot R \cdot T}{V} + \frac{n_3 \cdot R \cdot T}{V} = p_1 + p_2 + p_3$$

$$p_i = \chi_i \cdot P_{tot}$$

$\chi_i$  = frazione molare del componente i-esimo

#### Legge di Amagat

Il volume totale di una miscela gassosa corrisponde alla somma dei volumi parziali dei gas presenti nella miscela. Per *volume parziale* ( $v_i$ ) si intende il volume che un gas occuperebbe se, da solo, si trovasse alla pressione totale esercitata dalla miscela.

$$v_i = \chi_i \cdot V_{tot}$$

$\chi_i$  = frazione molare del componente i-esimo



**Problema 8.24**

Calcolare la P parziale e quella totale esercitata dai prodotti di decomposizione di 10.0g di  $\text{NaHCO}_3$  in un volume 5L e a  $150^\circ\text{C}$ .  $\text{NaHCO}_3(s) \rightarrow \text{Na}_2\text{CO}_3(s) + \text{CO}_2(g) + \text{H}_2\text{O}(g)$   
(0.4, 0.8atm)

**Problema 8.25**

Calcolare la % in peso di  $\text{H}_2$ ,  $\text{O}_2$ ,  $\text{N}_2$  in 10L di una miscela a  $18^\circ\text{C}$  e 750 torr, sapendo le % in volume: 10%  $\text{H}_2$ , 15%  $\text{O}_2$ , 75%  $\text{N}_2$ .

**NB:** % in volume = % in moli;

$$\%v = \%mol \text{ H}_2 = 10\%; \chi_{\text{H}_2} = \frac{\%mol}{100} = 0.10$$

(0.77, 18.42, 80.81%)

**Problema 8.26**

In un recipiente è contenuta una miscela gassosa a  $32.5^\circ\text{C}$  e 5.12atm. Calcolare le %v, le p parziali e il volume totale di gas sapendo le % in peso: 26.6%  $\text{CH}_4$ , 22.9%  $\text{O}_2$ , 50.5%  $\text{N}_2$ .

(%v  $\text{CH}_4$  39.7%; %v  $\text{O}_2$  17.1%; %v  $\text{N}_2$  43.2%; p $\text{CH}_4$  2atm; 20L)