

## Lezione 21: Gli stati di aggregazione della materia

### 21.1. Lo stato solido

L'ipotesi atomica può spiegare anche alcune proprietà della materia a noi molto familiari, come per esempio il loro stato di aggregazione.

Come sappiamo, infatti, le sostanze possono trovarsi allo stato solido, liquido o gassoso e le caratteristiche di questi stati possono essere spiegate solo assumendo come vera l'ipotesi atomica. Vediamo nel dettaglio i diversi casi.

Tutti i corpi solidi hanno una loro forma e un loro volume. Inoltre hanno tutti un grado più o meno elevato di durezza. A volte la loro forma è irregolare e casuale, come succede per i sassi, oppure ordinata come nel caso dei cristalli. Queste caratteristiche dipendono in ultima analisi da come sono disposti gli atomi o le molecole che costituiscono il corpo.

Il fatto che i solidi abbiano una loro forma è una conseguenza delle intense forze attrattive che gli atomi esercitano tra di loro: queste forze bloccano atomi e molecole in posizioni fisse dello spazio, e impediscono i movimenti di ogni particella rispetto alle altre.

Nel caso dei cristalli la disposizione delle particelle (atomi o molecole) è non solo fissa, ma anche ordinata: le particelle costituenti formano unità di base, che si ripetono con regolarità in tutto il cristallo (► fig.21.1).



Fig.21.1 Un cristallo di ametista (Didier Descouens, Wikimedia Commons)

### 21.2. Lo stato liquido

Quando una sostanza allo stato solido fonde, i legami tra le molecole si rompono, e le molecole riescono a scorrere le une sulle altre. La materia assume allora un aspetto macroscopico che chiamiamo stato liquido.

I liquidi assumono la forma del recipiente che li contiene, però hanno un loro volume proprio. Se travasate un liquido da un recipiente ad un altro di forma diversa, mentre la sua forma si adatta al nuovo recipiente, il volume che esso occupa rimane sempre lo stesso. Questo dipende dal fatto che le molecole, pur libere di scorrere una sull'altra, sono costrette a restare vicine tra di loro. Di conseguenza è molto difficile comprimere un liquido, cioè diminuire il suo volume.

### 21.3. Lo stato gassoso

Quando le molecole si separano completamente l'una dall'altra, una sostanza passa dallo stato liquido allo stato gassoso. In questo stato le molecole hanno un'energia cinetica sufficiente per vincere le forze di attrazione tra di esse, e sono quindi libere di muoversi in modo indipendente.

Un gas occupa completamente il contenitore dentro al quale si trova, perciò il volume del gas coincide con quello del contenitore. Poiché le sue molecole hanno molto spazio a disposizione, un gas può essere compresso con facilità.

Gas diversi, proprio per il fatto di essere composti da molecole libere, riescono facilmente a mescolarsi l'uno con l'altro. Per esempio l'aria che respiriamo è una miscela di molti gas, ma i componenti principali sono:

- azoto  $N_2$  (circa il 78%);
- ossigeno  $O_2$  (circa il 21%);
- anidride carbonica  $CO_2$  (circa l'1%);
- vapore d'acqua  $H_2O$  (quantità variabile a seconda delle condizioni).

### 21.4. È solo questione di temperatura

Abbiamo parlato di sostanze allo stato solido, liquido e gassoso. Non abbiamo ancora detto che ogni sostanza può trovarsi in ciascuno dei tre stati: è solo questione di temperatura! È una cosa che ben sapete nel caso in cui la sostanza è l'acqua: a temperature sotto lo zero è solida, a temperature superiori a quella di ebollizione dell'acqua (100 gradi) diventa un gas che si chiama vapore d'acqua.

Quello che non tutti sanno è che la stessa cosa è vera per ogni sostanza. L'ossigeno che respiriamo con l'aria è naturalmente un gas, ma solo perché la temperatura dell'atmosfera non scende mai troppo sotto allo zero. L'ossigeno, alla temperatura di  $183\text{ }^\circ\text{C}$  sotto zero, diventa un liquido, e a  $219\text{ }^\circ\text{C}$  sotto zero diventa addirittura un solido.

Insomma: il passaggio da uno stato all'altro

- è dovuto ai cambiamenti di energia cinetica delle molecole;
- è regolato dalle variazioni di temperatura.

Sembra proprio che ci debba essere un legame tra la temperatura e l'energia cinetica delle particelle (atomi o molecole) che costituiscono la sostanza. Lo studio di questo legame sarà tra gli argomenti principali del prossimo modulo.

Per il momento vi mostriamo in figura (► fig.21.2) i nomi dei diversi passaggi di stato che una sostanza può subire.

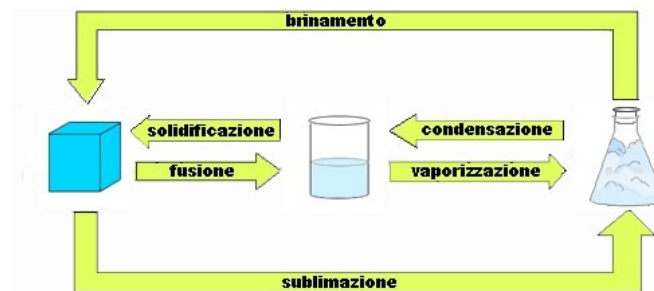


Fig.21.2 I passaggi di stato

### 21.5. La densità e la distanza tra molecole

Nei paragrafi precedenti abbiamo descritto a livello microscopico le caratteristiche dei tre stati di aggregazione. Ma come facciamo a sapere che le cose stanno realmente così, dato che atomi e molecole non sono visibili?

Un primo indizio viene naturalmente dal comportamento su larga scala: i legami più o meno forti tra gli atomi spiegano perché un corpo è rigido, perché ha una forma ben precisa, oppure perché occupa tutto il volume che ha a disposizione.

Altri indizi, di carattere più quantitativo, ci vengono dal considerare la densità delle diverse sostanze. Abbiamo visto, nella lezione 11, che si chiama densità di una sostanza il rapporto esistente, per un campione qualsiasi di tale sostanza, tra la massa del campione ed il suo volume. La densità è tanto più grande quanto più è grande la massa concentrata in un dato volume.

Se è vero che la materia è fatta di atomi e molecole, una grande densità significa che le particelle di cui è fatta la sostanza sono fittamente impacchettate, con piccole distanze tra l'una e l'altra.

Abbiamo detto, nella lezione precedente, che esperimenti con raggi X indicano una distanza dell'ordine di  $10^{-10}$  m tra un atomo e l'altro di un solido.

Ora ricaveremo lo stesso ordine di grandezza per una via completamente diversa, utilizzando cioè le informazioni che abbiamo sulla densità delle sostanze.

### 21.6. Quanto distano gli atomi di alluminio?

Consideriamo come esempio di solido l'alluminio, che ha una densità di  $2700 \text{ kg/m}^3$ . Questo significa che, per un qualunque campione di alluminio, il rapporto tra massa e

volume ha sempre lo stesso valore:  $d = 2,7 \cdot 10^3 \text{ kg/m}^3$ . Se consideriamo un campione di volume  $V = 1 \text{ cm}^3 = 10^{-6} \text{ m}^3$ , la sua massa è:

$$m = d \cdot V = 2,7 \cdot 10^3 \text{ kg/m}^3 \cdot 10^{-6} \text{ m}^3 = 2,7 \text{ g}$$

La massa atomica dell'alluminio (rivedi la tabella 18.1) è  $m_{\text{atomica}} = 27 \text{ u}$ : questa informazione ci permette di stabilire quanti atomi di alluminio ci sono nel campione! Chiamiamo  $N$  il loro numero: per calcolare il valore di  $N$  basta ricordarsi che un grammo è  $6,02 \cdot 10^{23}$  volte più grande di un u.m.a..

$$N = \frac{m}{m_{\text{atomica}}} = \frac{2,7 \text{ g}}{27 \text{ u}} = \frac{2,7 \cdot 6,02 \cdot 10^{23} \text{ u}}{27 \text{ u}} \approx 6 \cdot 10^{22}$$

Se facciamo l'ipotesi che ogni atomo occupi un microscopico cubetto, ciascuno di questi cubetti ha un volume che è facile calcolare:

$$V \approx \frac{1 \text{ cm}^3}{6 \cdot 10^{22}} \approx 0,16 \cdot 10^{-22} \text{ cm}^3 = 16 \cdot 10^{-24} \text{ cm}^3$$

Per trovare lo spigolo di un cubo bisogna fare la radice cubica del volume:

$$l = \sqrt[3]{V} = \sqrt[3]{16 \cdot 10^{-24} \text{ cm}^3} \approx 2,5 \cdot 10^{-8} \text{ cm} = 2,5 \cdot 10^{-10} \text{ m}$$

Se facciamo l'ipotesi più realistica che gli atomi di alluminio abbiano una forma approssimativamente sferica, questo valore rappresenta il diametro di un atomo se gli atomi sono impacchettati come mostrato in figura (► fig.21.3).

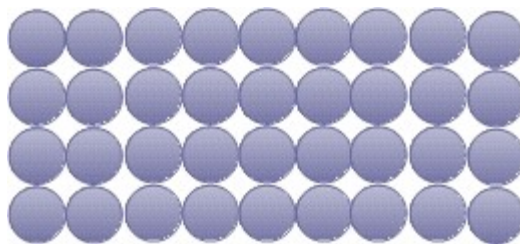


Fig.21.3 Un possibile modo di impacchettare atomi di alluminio

### 21.7. Quanto distano le molecole d'acqua?

Proviamo a fare lo stesso calcolo nel caso di un liquido: l'acqua. Allo stato liquido l'acqua ha una densità di  $d = 1,0 \cdot 10^3 \text{ kg/m}^3$ . Se consideriamo un campione di volume  $V = 1 \text{ cm}^3 = 10^{-6} \text{ m}^3$ , la sua massa è:

$$m = d \cdot V = 1,0 \cdot 10^3 \text{ kg/m}^3 \cdot 10^{-6} \text{ m}^3 = 1,0 \text{ g}$$

La massa molecolare dell'acqua (rivedi la tabella 18.1) è  $m_{\text{mol}} = 18 \text{ u}$ : questa informazione ci permette di stabilire quante molecole di acqua ci sono nel campione! Chiamiamo  $N$  il loro numero:

$$N = \frac{m}{m_{\text{mol}}} = \frac{1,0 \text{ g}}{18 \text{ u}} = \frac{1,0 \cdot 6,02 \cdot 10^{23} \text{ u}}{18 \text{ u}} \approx 3,3 \cdot 10^{22}$$

Se, come prima, facciamo l'ipotesi che ogni molecola occupi un microscopico cubetto, ciascuno di essi ha un volume:

$$V \approx \frac{1 \text{ cm}^3}{3,3 \cdot 10^{22}} \approx 0,3 \cdot 10^{-22} \text{ cm}^3 = 30 \cdot 10^{-24} \text{ cm}^3$$

E quindi il lato è:

$$l = \sqrt[3]{V} = \sqrt[3]{30 \cdot 10^{-24} \text{ cm}^3} \approx 3,1 \cdot 10^{-8} \text{ cm} = 3,1 \cdot 10^{-10} \text{ m}$$

Come vedete non c'è poi una grande differenza tra atomi di alluminio allo stato solido e molecole d'acqua allo stato liquido: le distanze tra una particella e l'altra sono dello stesso ordine di grandezza: la potenza di dieci è la stessa, il numero che la moltiplica è poco diverso.

Se ripetiamo il ragionamento per l'acqua solida ci accorgiamo che le cose non cambiano di molto. La densità dell'acqua allo stato solido è un po' più piccola di quella allo stato liquido (infatti il ghiaccio galleggia): la differenza di densità è però piccola, dell'ordine del 10%. Se ripetiamo quindi lo stesso calcolo per il ghiaccio, scopriamo che la distanza tra le molecole è solo leggermente più grande di quella che abbiamo calcolato. È questo il motivo che ci ha permesso di affermare che nel passaggio allo stato liquido le molecole acquistano mobilità l'una rispetto alle altre, senza però aumentare in modo significativo la reciproca distanza. Anzi, nel caso dell'acqua la distanza diminuisce!

### 21.8. Densità dell'aria e molecole d'azoto

Se vogliamo applicare lo stesso ragionamento ad un gas dobbiamo prima specificarne le condizioni, perché sappiamo che un gas si può comprimere facilmente, il che significa che le distanze tra le molecole possono variare di molto.

Parliamo dunque di un gas che si trova nelle stesse condizioni di pressione e di temperatura dell'aria che normalmente respiriamo.

Come esempio di gas consideriamo l'aria. Essendo però l'aria una miscela, immaginiamo che sia fatta tutta di azoto  $\text{N}_2$ , che come abbiamo visto è il componente predominante. Siccome la densità dell'aria, nelle condizioni che abbiamo detto, è circa  $d = 1 \text{ kg/m}^3$ , facciamo l'ipotesi ragionevole che questa sia più o meno la densità dell'azoto nelle stesse condizioni.

Se consideriamo il solito campione di volume  $V = 1 \text{ cm}^3 = 10^{-6} \text{ m}^3$ , la sua massa è

$$m = d \cdot V = 1 \text{ kg/m}^3 \cdot 10^{-6} \text{ m}^3 = 10^{-3} \text{ g}$$

La massa molecolare dell'azoto è  $m_{\text{mol}} = 14 \text{ u}$ . Il campione contiene quindi  $N$  molecole:

$$N = \frac{m}{m_{\text{mol}}} = \frac{10^{-3} \text{ g}}{14 \text{ u}} = \frac{10^{-3} \cdot 6,02 \cdot 10^{23} \text{ u}}{14 \text{ u}} \approx 4,3 \cdot 10^{19}$$

Come nei casi precedenti, ipotizziamo che ogni molecola occupi un microscopico cubetto, il cui volume sarà:

$$V \approx \frac{1 \text{ cm}^3}{4,3 \cdot 10^{19}} \approx 0,23 \cdot 10^{-19} \text{ cm}^3 = 23 \cdot 10^{-21} \text{ cm}^3$$

Quindi troviamo per il lato:

$$l = \sqrt[3]{V} = \sqrt[3]{23 \cdot 10^{-21} \text{ cm}^3} \approx 2,8 \cdot 10^{-7} \text{ cm} = 2,8 \cdot 10^{-9} \text{ m}$$

Insomma: le molecole del gas sono separate, in media, da una distanza che è 10 volte superiore a quella che le separa in un liquido o in un solido.