

CHIMICA

1° MODULO: SOSTANZE E MISCELE

Cos'è la Chimica?

La Chimica è la scienza che studia:

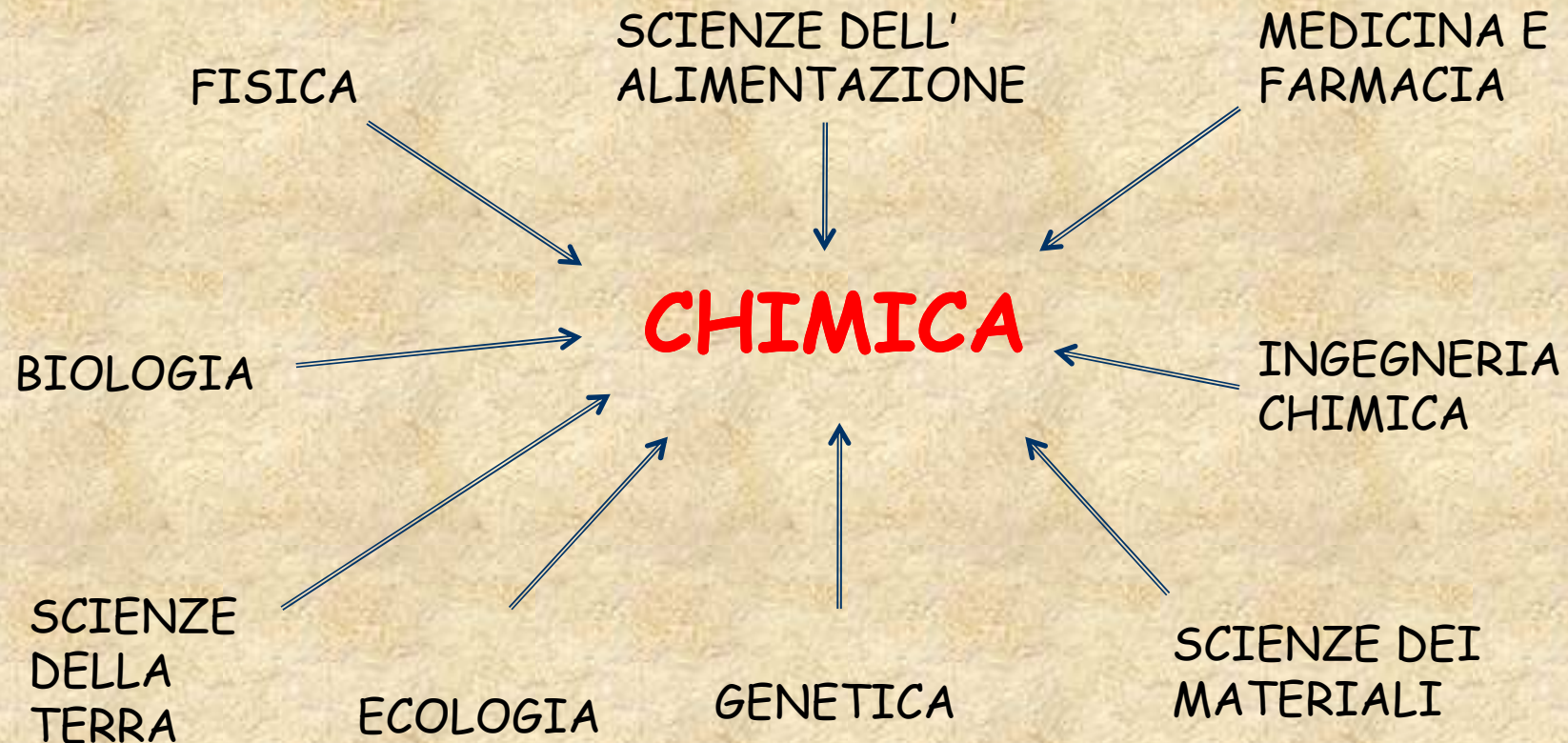
- la composizione,
- la struttura e le proprietà della **MATERIA**,
- le trasformazioni che in essa avvengono
(*spontaneamente o provocate dall'uomo*),
- l'energia
(*ceduta o assorbita durante queste trasformazioni*)

La Chimica è quella scienza che assume come unità fondamentali della Natura le particelle che la compongono ovvero gli **atomi** e le **molecole** e utilizza la conoscenza del loro comportamento per spiegare le proprietà della materia che osserviamo (e misuriamo) su scala *macroscopica*

**La Chimica è una scienza
sperimentale!**

Dov'è la Chimica?

Intorno a noi e dentro di noi



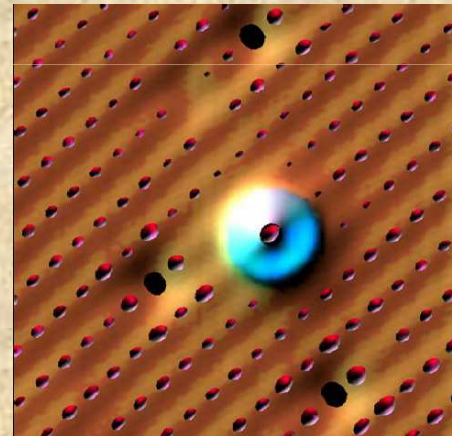
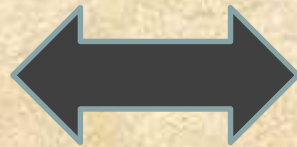
Obiettivi formativi specifici del corso di Chimica

Fornire una buona conoscenza di base nel campo della Chimica che permetta agli studenti di trattare con familiarità, sia dal punto di vista macroscopico, sia dal punto di vista microscopico, sostanze e processi chimici che ricorrono nella vita quotidiana.

□

- ✓ Di che cosa sono composti gli oggetti materiali di cui è formato il mondo che ci circonda?
- ✓ In quale modo le proprietà macroscopiche delle sostanze dipendono dalla loro composizione?
 - ✓ □ In quale modo e in quali condizioni le sostanze si combinano tra loro, oppure si decompongono, per dare origine ad altre sostanze?

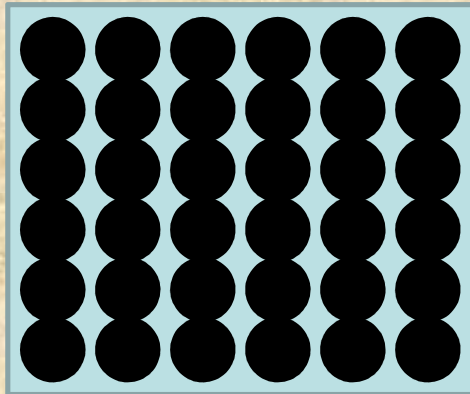
Inizieremo lo studio della materia dal suo aspetto macroscopico (cioè del visibile) per poi analizzarne quello microscopico (cioè dell'infinitamente piccolo) ed infine creando il collegamento tra i due aspetti



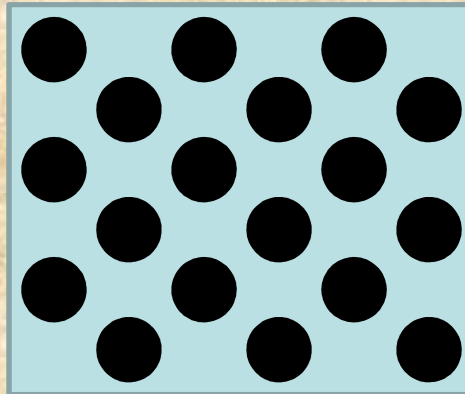
XENON su base di Nichel
Fonte: IBM Research Labs, Almaden
www.almaden.ibm.com

Nel corso di studi della fisica, lo scorso anno, è stata classificata la materia nei tre stati fisici

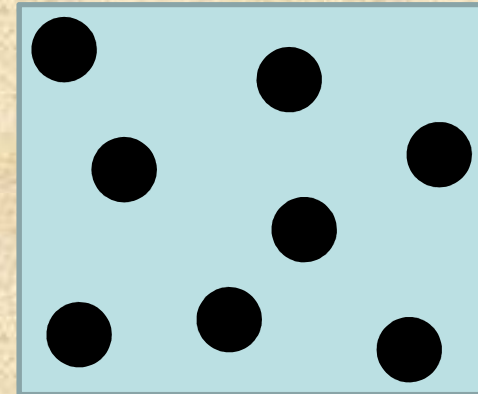
SOLIDO



LIQUIDO



AERIFORME
(vapore o gas)



-Solido:

Microscopicamente: ad una data temperatura, atomi e molecole sono legati da forze sufficienti perché il moto dovuto alla forza di agitazione termica, sempre presente, salvo che allo zero assoluto, non modifichi le mutue posizioni permanentemente

Macroscopicamente: perciò la forma ed il volume sono praticamente definiti.

-Liquido:

Microscopicamente: i legami tra le particelle sono allentati, permettendo così una certa mobilità di atomi e molecole, ma non l'allontanamento definitivo

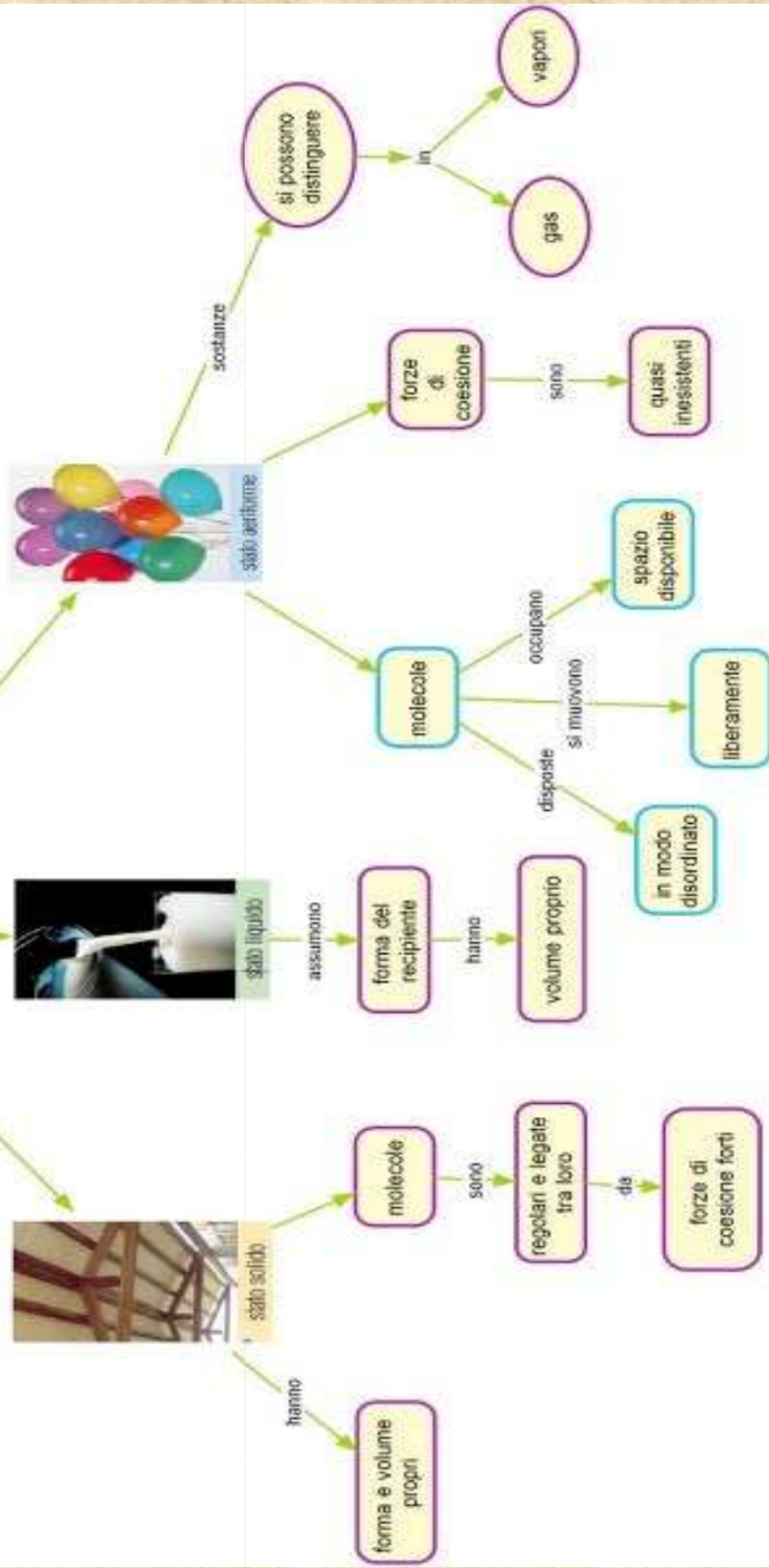
Macroscopicamente: il volume resta perciò praticamente definito, mentre non lo è più la forma;

-Aeriforme:

Microscopicamente: le particelle, avendo una energia di agitazione termica molto superiore all'energia di interazione tra le particelle, tendono ad allontanarsi l'una dall'altra e praticamente non si influenzano tra loro;

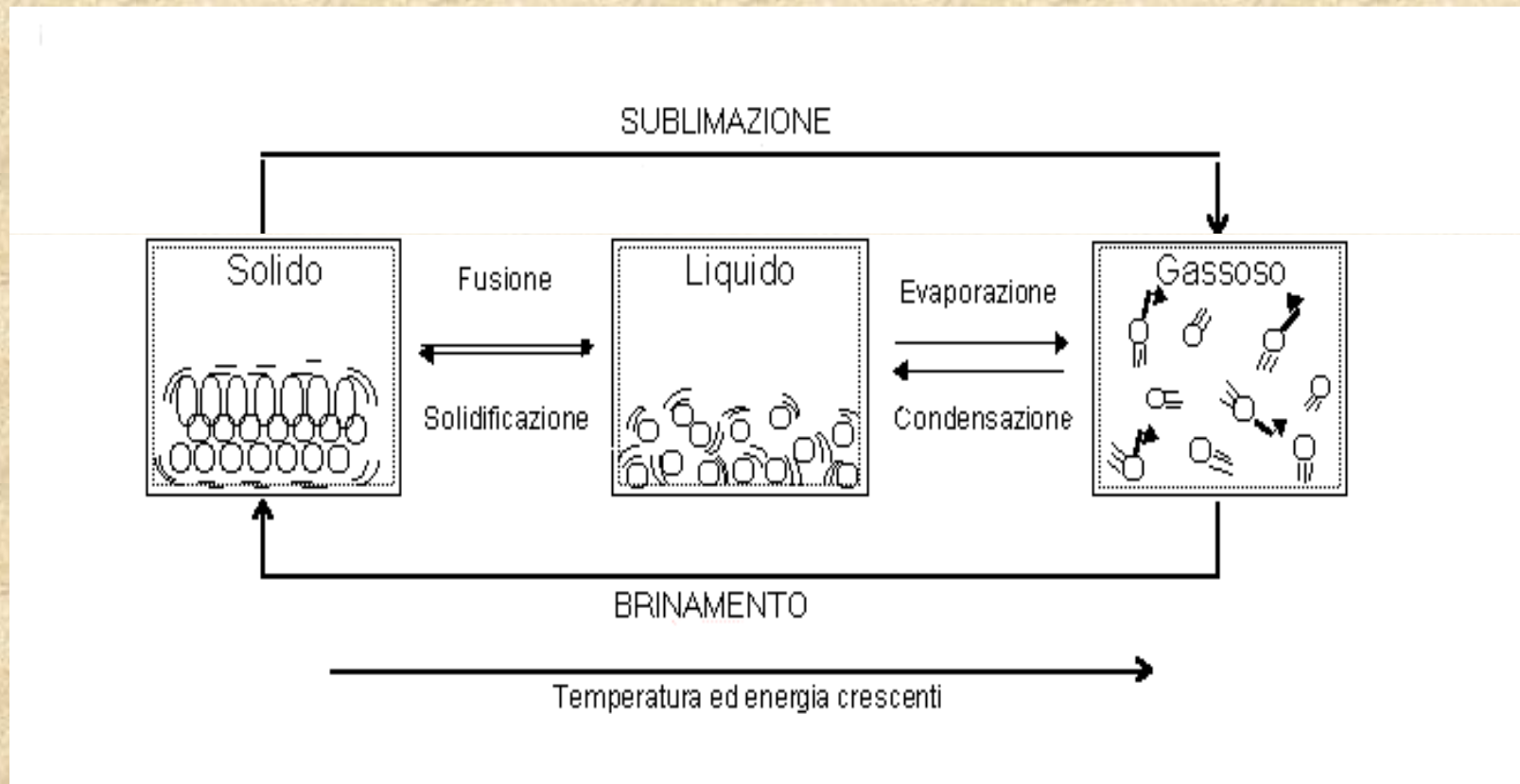
Macroscopicamente: si ha perciò la massima espansione nello spazio disponibile: il corpo non ha ne volume ne forma propri.

STATI FISICI MATERIA



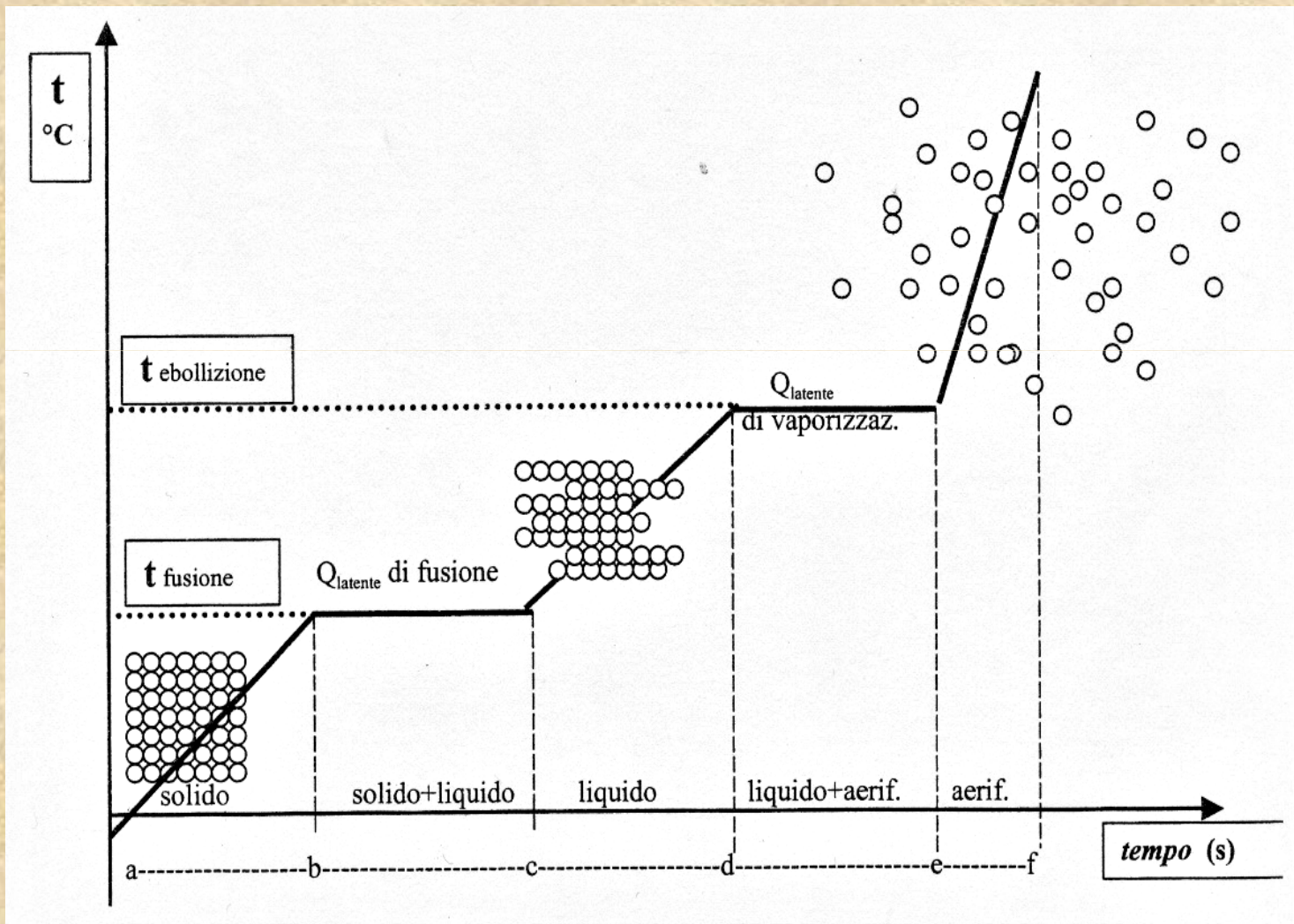
La materia può cambiare di stato di aggregazione senza subire modificazioni nella loro composizione chimica: subisce cioè i

Passaggi di stato



Fenomeno	Passaggio
Fusione	$S \rightarrow L$
Sublimazione	$S \rightarrow G$
Brinamento	$G \rightarrow S$
Solidificazione	$L \rightarrow S$
Evaporazione Vaporizzazione Ebollizione	$L \rightarrow G$
Condensazione Liquefazione	$G \rightarrow L$

Grafico che descrive i passaggi di stati diretti (normalmente causati dal riscaldamento del corpo). In ASCISSA c'è il tempo (t) di riscaldamento, in ORDINATA c'è la temperatura (T) del corpo che cambia a seguito del riscaldamento.



Iniziamo lo studio macroscopico della materia.
Esso prevede la classificazione preliminare della materia
in

sostanze e miscele

Corpi costituiti
da un solo tipo di
particelle,
(si trovano solo
particelle tutte
uguali)

Corpi costituiti da
particelle di diversa
natura, sono l'unione di
più sostanze

Sono caratterizzate da proprietà dette criteri di
purezza, che permettono di stabilire se un corpo è
una sostanza pura o meno (es. Temperatura di
fusione, temperatura di ebollizione, densità...)

sostanze

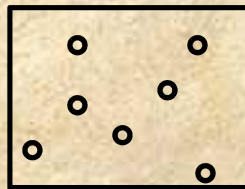
Si dividono in due categorie:

sostanze semplici

Sono costituite da particelle dette **ATOMI** (le particelle più semplici in natura che determinano le proprietà tipiche della sostanza)

Sono elencati sulla tavola periodica

Modello teorico:

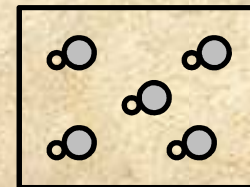


sostanze composte

Sono costituite da particelle dette **MOLECOLE** (che sono definibili come **AGGREGATI DI ATOMI**)

Sono innumerevoli

Modello teorico:



miscele

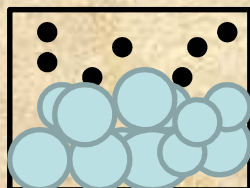
Si dividono in tre categorie:

Miscela
eterogenee



Sono costituite da
sostanze (dette anche
fasi o componenti)
visibilmente
distinguibili tra loro.
Le proprietà delle
sostanze rimangono
tali.

MODELLO TEORICO

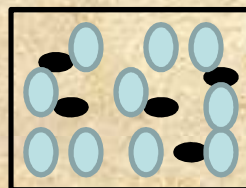


Sospensioni
colloidal



Sono costituite da
sostanze (dette anche fasi
o componenti) diverse,
anche in dimensione, con
distribuzione omogenea.
Hanno proprietà
intermedie tra quelle delle
m.o. e m.e.

MODELLO TEORICO

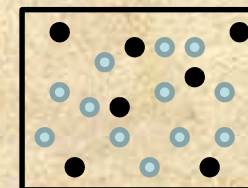


miscela
omogenee



Sono costituite da
sostanze (dette anche
fasi o componenti)
visibilmente non
distinguibili tra loro.
Le proprietà delle
sostanze si alterano.

MODELLO TEORICO



SOSPENSIONI COLLOIDALI

Sono miscele costituite essenzialmente da due fasi: la fase disperdente e la fase dispersa.

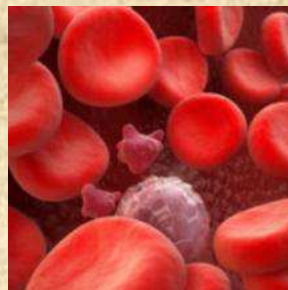
La fase disperdente è costituita di particelle molto piccole e numerose (costituiscono la fase in cui si disperdono le particelle più grandi della fase dispersa)

La fase dispersa è costituita da macroparticelle (dimensione da 10^{-6} a 10^{-3} mm) dette globuli o micelle.

Esempi di sospensioni colloidali sono:

- Emulsioni (stabili o instabili)
- Gel
- Aerosol
- Schiume

Per esempio: sangue, latte, nebbia, maionese... (indica quale sia la fase dispersa e quella disperdente tra i loro componenti)



Se la differenza di dimensione tra le particelle delle due fasi è maggiore di quella nelle sospensioni colloidali, la miscela è eterogenea; se invece è inferiore è omogenea.

MISCELE OMOGENEE

Sono dette anche SOLUZIONI.

Sono costituite essenzialmente di due fasi, più comunemente dette componenti: il SOLVENTE ed il SOLUTO (in realtà possono essere anche più di uno).

Nei due componenti si trovano particelle di dimensione confrontabile, ma le particelle del solvente sono nettamente più numerose di quelle del soluto.

Il solvente più comune in natura è l'acqua.

La maggior parte delle reazioni chimiche avvengono in soluzione. Per questi motivi è necessario conoscere più in dettaglio alcune caratteristiche delle soluzioni:

- tipi di soluzioni
- la concentrazione
- La solubilità

TIPI DI SOLUZIONE

Possono essere: solide, liquide o gassose

Solide: se il solvente ed il/i solito/i sono solidi.

Es. le leghe metalliche (**acciaio**- ferro,carbonio-, **ghisa**- ferro,carbonio-, **bronzo**- rame, stagno-, **ottone**- rame, zinco-....).

Queste vengono preparate ed utilizzate per poter ottimizzare le caratteristiche del materiale.



Liquide: se il solvente è liquido. In questo tipo di soluzione il/i soluto/i possono essere solido (es. acqua zuccherata), liquido (es. bevande alcoliche), gassoso (es. bevande gassate)



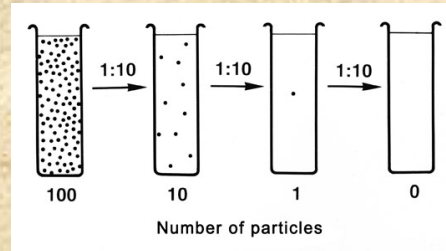
Gassose: se il solvente e il/i soluti/i sono gassosi. Es. l'aria (solvente e l'azoto)



LA CONCENTRAZIONE (C)

È la grandezza che misura la quantità di soluto presente in una soluzione.

Se il soluto è presente in quantità considerevole la soluzione si dice "concentrata", se tale quantità è massima (ma non sarà mai superiore alla quantità di solvente) la soluzione si dice "satura"; se il soluto è presente in quantità molto piccole le soluzione si dice "diluita".



A seconda del tipo di soluzione, la concentrazione viene misurata con una diversa unità di misura:

- **per cento in peso** (% peso): massa in grammi di soluto presenti in 100 grammi di soluzione. (per soluzioni solide)
- **per cento in volume** (% vol): volume in millilitri di soluto presenti in 100 millilitri di soluzione. (per soluzioni liquide)
- **massa/volume** (g/l): massa di soluto presente in 1 litro di soluzione. (per soluzioni liquide)
- **parti per milione** (ppm): parti di soluto presenti in 10^6 parti di soluzione. (per soluzioni con soluti presenti in tracce)

CONCENTRAZIONE SOLUZIONI:

1. **Calcolare quanti grammi di soluto sono contenuti in 1350 g di soluzione al 4,5 %.**
(in ogni 100 g di soluzione sono contenuti 4,5 g di soluto)
2. **Calcolare quanti grammi di solvente sono contenuti in 1350 di soluzione al 4,5 %.**
(in ogni 100 g di soluzione sono contenuti 95,5g di solvente)
3. **Esprimere la concentrazione percentuale di una soluzione che contiene 20 ml di soluto in 250 ml di soluzione.**
(si deve determinare la quantità di soluto contenuta in 100 ml di soluzione)
4. **Esprimere la concentrazione percentuale di una soluzione che contiene 20 g di soluto in 250 ml di soluzione.**
(si deve determinare la quantità di soluto contenuta in 100 g di soluzione)
5. **Determinare quanti ml di ammoniaca al 25 % ($d=0,910$) sono necessari per preparare 300 g di soluzione al 5 %.**
 - a) Determinare quanti grammi di ammoniaca sono contenuti in 300 g di soluzione al 5 %:
 - b) Determinare in quanti grammi di soluzione al 25 % sono contenuti 15 g di ammoniaca:
 - c) Determinare a quanti ml corrispondono 60 g di ammoniaca al 25 % $d = 0,910$ (1 ml di ammoniaca pesa 0,910 g):
6. **Si mescolano 200 g di soluzione di HNO_3 al 60 % con 500 g di soluzione di HNO_3 al 30 %. Calcolare la concentrazione della soluzione ottenuta.**
 - a) Determinare quanti grammi di soluto sono contenuti in 200 g di soluzione al 60 %:
 - b) Determinare quanti grammi di soluto sono contenuti in 500 g di soluzione al 30 %:
 - c) Determinare la quantità di soluto contenuta nella soluzione ottenuta:
 - e) Determinare la concentrazione della soluzione ottenuta:
7. **Determinare quanti ml di soluzione al 95 % e quanti ml di soluzione al 40 % sono necessari per preparare 1375 ml di soluzione al 70 %.**
7. **Determinare quanti ml di soluzione al 95 % si devono aggiungere a 1375 ml di soluzione al 40 % per preparare una soluzione al 70 %.**
8. **Determinare quanti ml di solvente e quanti ml di soluzione al 30 % sono necessari per preparare 300 ml di soluzione al 10 % (concentrazione solvente 0%).**
9. **Determinare quanti ml di solvente si devono aggiungere a 300 ml di soluzione al 30 % per preparare una soluzione al 10 % (concentrazione solvente 0%).**
10. **1850 g di soluzione di cloruro di calcio contengono 0,02 g di soluto. Esprimere la concentrazione della soluzione in ppm.**

LA SOLUBILITA'(s). (g/l)

È una proprietà tipica dei soluti: misura la quantità massima di soluto che può essere disciolto in un solvente.

Essa dipende da:

- natura chimica del soluto
- natura fisica del soluto (stato fisico, se solido modalità di suddivisione: in polvere, trucioli, corpo intero...)
- affinità col solvente
- temperatura (direttamente proporzionale con aumento temperatura solo se il soluto è solido o liquido)

Se la quantità di solvente rimane costante e si varia la quantità di soluto, le proprietà della soluzione cambiano: es. la temperatura di ebollizione dell'acqua aggiungendo sale d cucina varia, passando a temperature maggiori

Solubilità del diossido di zolfo in acqua (grammi di soluto in 100 cm ³ di soluzione H ₂ O-SO ₂ , a P = 1 atm)											
Temperatura (°C)	0	10	20	30	40	50					
Solubilità	22,83	16,21	11,29	7,81	5,41	4,5					

Solubilità del cloruro di sodio in acqua (grammi di soluto in 100 grammi di acqua)											
Temperatura (°C)	0	10	20	30	40	50	60	70	80	90	100
Solubilità	35,7	35,8	36,0	36,3	36,6	37,0	37,3	37,8	38,4	39,0	39,8

SOSTANZE E MISCELE di uso comune

Acqua distillata

Alluminio

Ossigeno

Alcol etilico

Diamante

Grafite

Vitamina C

Zucchero

Marmo

PVC (polivinilcloruro)

Mercurio

Sale da cucina

Ammoniaca

Acqua di mare

Acciaio

Aria

Vino

Vetro

Legno

Succo d'arancia

Miele

Granito

Benzina

Carta

Olio d'oliva

Farina

Metodiche di "separazione"

Perturbazioni meccaniche

- Decantazione
- Filtrazione
- Separazione con calamita
- Centrifugazione
- ...

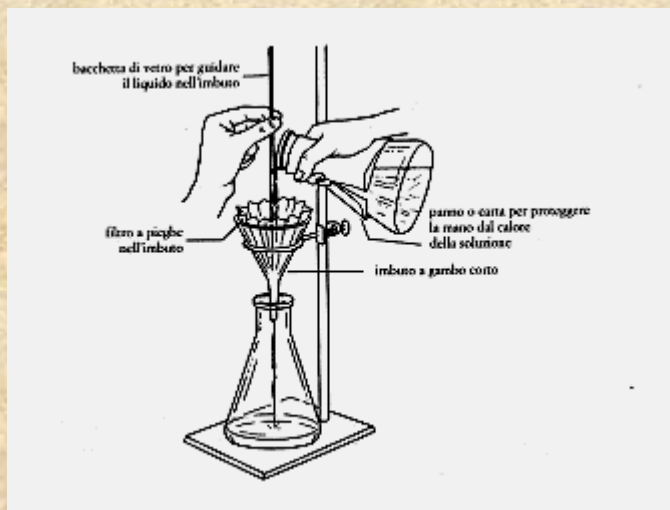
Trasformazioni chimiche (reazioni)

- Decomposizione
- Elettrolisi
- estrazione con solvente
- ...

Perturbazioni dello stato di aggregazione

- Cristallizzazione
- Cromatografia
- Distillazione
- Fusione
- ...

Filtrazione: per miscele **eterogenee**, sfrutta la diversa dimensione delle particelle dei diversi componenti. Strumento adottato: *filtro*. È un oggetto forato o a maglie: le particelle con sezione maggiore della larghezza del foro costituiscono il residuo o deposito; le particelle con sezione minore della larghezza del foro costituiscono il filtrato.



Centrifugazione: per miscele **eterogenee**, sfrutta la diversa densità delle particelle dei diversi componenti. Strumento adottato: *centrifuga*. È un apparecchio costituito da un perno centrale, che ruota su se stesso; ad esso sono collegate le sedi per il campione, che verrà separato grazie alla forza centrifuga durante la rotazione: il componente con densità maggiore saranno spinte verso l'esterno e costituiranno il residuo o deposito; il componente con densità minore (in genere liquido) si troverà sulla parte alta del contenitore, facilmente separabile dal resto!



Estrazione con solvente

Obiettivo:

Estrarre mediante esano lo iodio da una soluzione acquosa in cui sia presente anche solfato rameico

Prerequisiti:

L'estrazione con solventi si basa sulla diversa affinità che ha un soluto rispetto a due solventi diversi.

Il solvente estraente deve essere scelto in modo che non sia miscibile né reagisca col primo e che abbia una maggiore affinità verso il soluto rispetto al primo solvente.

Materiali e attrezzature:

Strumenti di misura:

Cilindro graduato da 50 ml ($s = 1\text{ml}$)

Vetreria:

1 Becker da 100 ml

1 beuta da 100 ml

Imbuto separatore

Materiale di consumo:

50 ml Soluzione idroalcolica di iodio

45 ml Cicloesano

Varie:

Sostegno con porta-imbuto

Procedimento:

Si versano 50 ml di soluzione acquosa di iodio e solfato nell'imbuto separatore. Questa soluzione è di colore verde pallido

Si aggiungono 15 ml di esano (incolore)

Si tappa l'imbuto e lo si agita per permettere l'intimo contatto fra i due solventi

Di tanto in tanto si capovolge l'imbuto e si apre il rubinetto per sfiatare (tale operazione è da effettuarsi possibilmente sotto cappa)

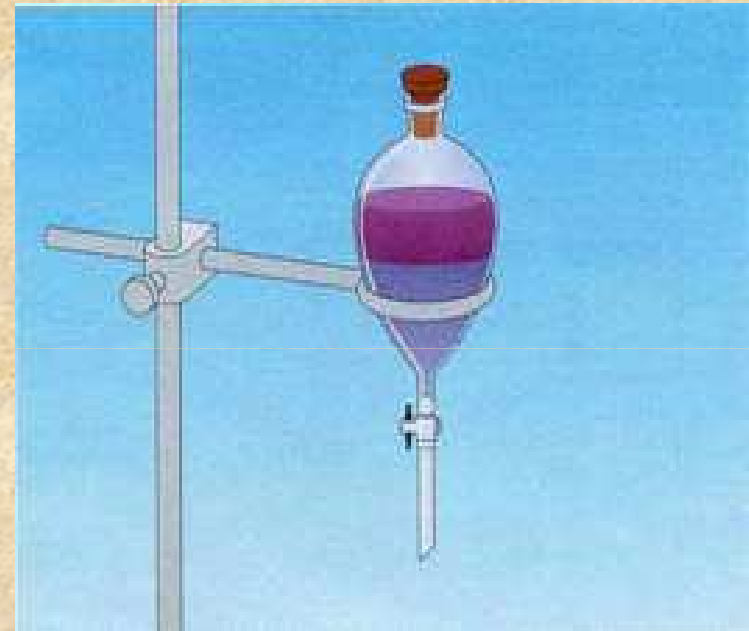
Si lasciano decantare le soluzioni appoggiando l'imbuto separatore al sostegno: la fase acquosa (che assume una colorazione sempre più azzurra a causa del solfato rameico), essendo di maggiore densità, si trova nella parte bassa del recipiente, mentre quella organica (diventata viola per la presenza dello iodio in esano) in alto.

Dopo aver stappato l'imbuto, agendo sul rubinetto sottostante, si separa la fase acquosa raccogliendola in un becker

Si raccoglie la fase organica in una beuta versandola dal collo dell'imbuto separatore.

Si versa nuovamente nell'imbuto separatore la fase acquosa.

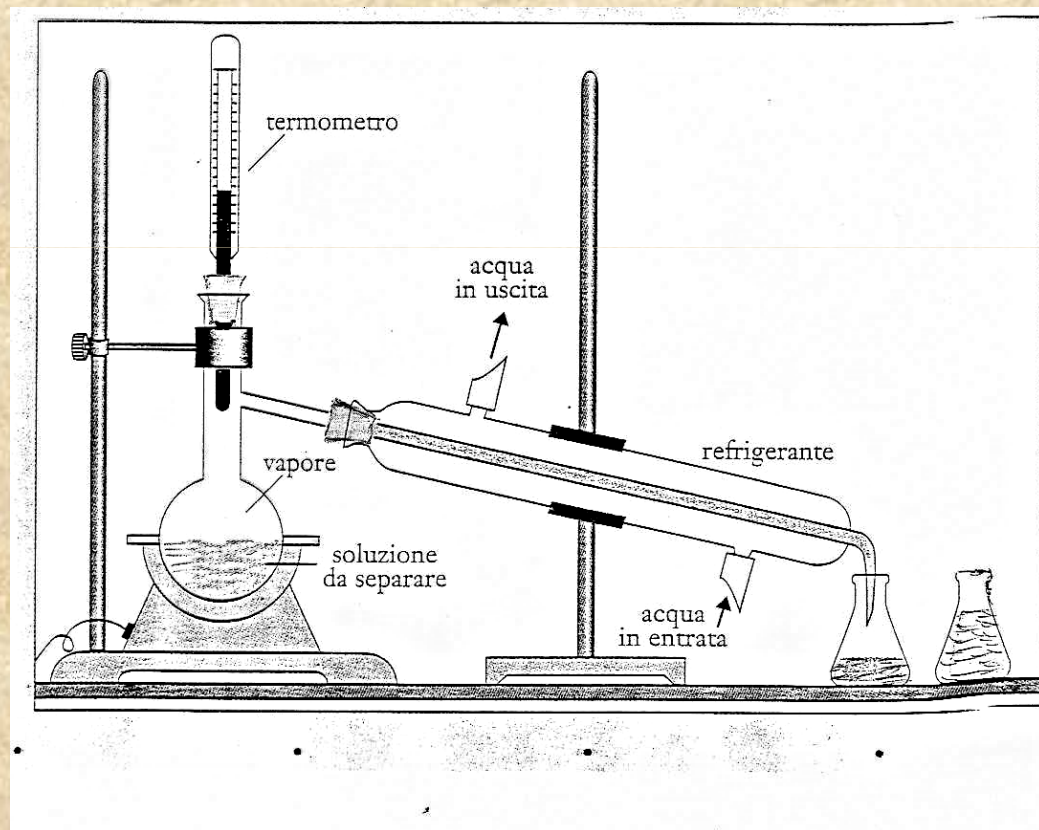
Si ripetono per altre due volte i passaggi da 2 a 8 raccogliendo le porzioni organiche nella medesima beuta.



Distillazione: separazione liquido-liquido
(anche soluto solido da solvente)

E' una tecnica che si basa sulla differente temperatura di ebollizione (t_{eb}) delle sostanze presenti nella miscela liquida.

In seguito al riscaldamento, il liquido con minore t_{eb} (cioè *più volatile o bassobollente*), si separa dalla miscela sotto forma di vapore, lasciando nel recipiente il liquido a più elevata t_{eb} (cioè *meno volatile o altobollente*), o il solido



La cristallizzazione

Prepariamo dei cristalli (di Dario Bressanini)

Uno dei metodi più semplici utilizzati per produrre velocemente dei cristalli di una sostanza solubile in acqua è quello di sfruttare la differente solubilità a temperature diverse. Si scalda l'acqua e si aggiunge la massima quantità di sostanza solubile a quella temperatura. A questo punto si lascia raffreddare la soluzione. Diminuendo la temperatura diminuisce la quantità di sostanza che può rimanere in soluzione, e quindi l'eccesso va a formare dei cristalli. Questo è il metodo preferito per ottenere dei bellissimi cristalli di solfato di rame (lo trovate al consorzio agrario se volete). Questo metodo però non è l'ideale per il sale perché la differenza di solubilità non è molto elevata tra acqua calda e acqua a temperatura ambiente. Per maggior comodità per tutti i miei esperimenti, invece che sciogliere tutte le volte del sale in acqua, preferisco tenere a portata di mano una bottiglia di soluzione satura ottenuta aggiungendo ad un litro d'acqua 400 grammi di sale. Preparo la soluzione un paio di giorni prima aiutandomi con un imbuto scuotendo ogni tanto vigorosamente il contenuto. La potete vedere in fotografia: il sale indisciolto rimane sul fondo. Al di sopra la soluzione è satura.

In questa bottiglia finiranno i resti dei vari esperimenti, in modo da avere sempre una soluzione satura a disposizione. La procedura che uso per produrre dei piccoli cristalli è molto semplice: porto a 70 °C mezzo litro circa di soluzione satura,

la verso poi in un recipiente di plastica di quelli per conservare il cibo e lascio raffreddare. L'acqua calda evapora un po' e raffreddando si formano dei piccoli cristalli sulla superficie che in seguito affondano e cominciano a crescere. Nel giro di mezza giornata ecco formati dei bei cristallini sul fondo del recipiente. La qualità e la quantità dei cristalli formati purtroppo dipende da moltissimi fattori: la velocità di evaporazione (che dipende anche dalle dimensioni e dal tipo di recipiente), la temperatura dell'acqua (ho fatto prove da 60 °C a 90 °C) la temperatura della stanza, la quantità di soluzione impiegata e così via quindi se volete ripetere l'esperimento dovrete un po' adattare i vari fattori al vostro caso.

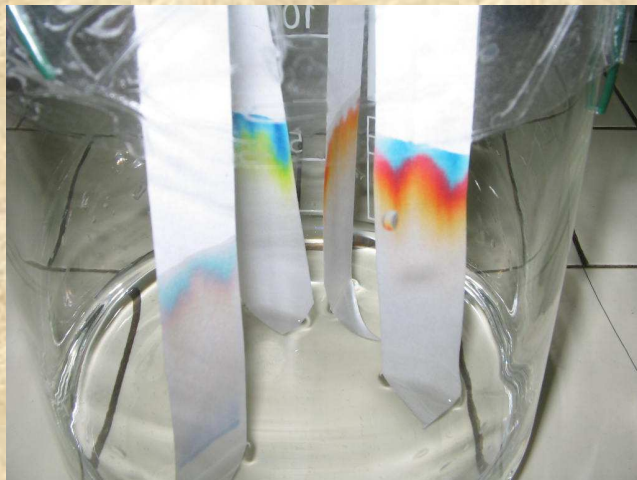
Usando un contenitore più stretto, usando la stessa quantità di soluzione, ho ottenuto un maggior numero di cristalli più piccoli.

È possibile rallentare il raffreddamento, e quindi ottenere dei cristalli più grossi, mettendo il recipiente a raffreddare in un forno, spento, che abbiamo preventivamente scaldato (io lo scaldo a 100 °C).

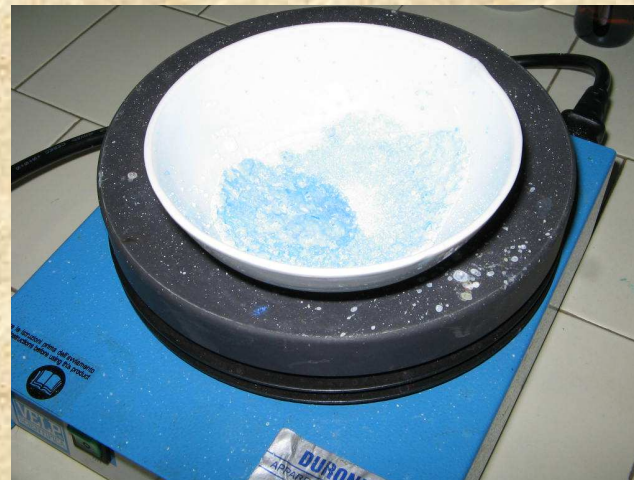
Dopo una giornata di accrescimento ecco i miei piccoli cristalli: non sono bellissimi?



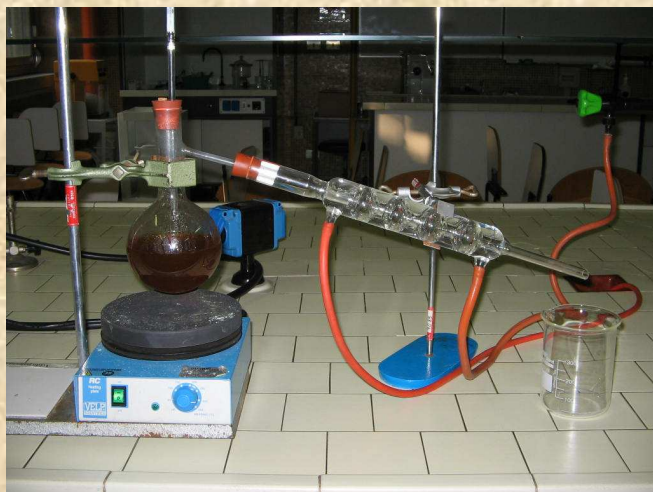
Separazione dei miscugli omogenei



cromatografia



tiraggio a secco



distillazione



cristallizzazione

Separazione dei miscugli eterogenei



filtrazione



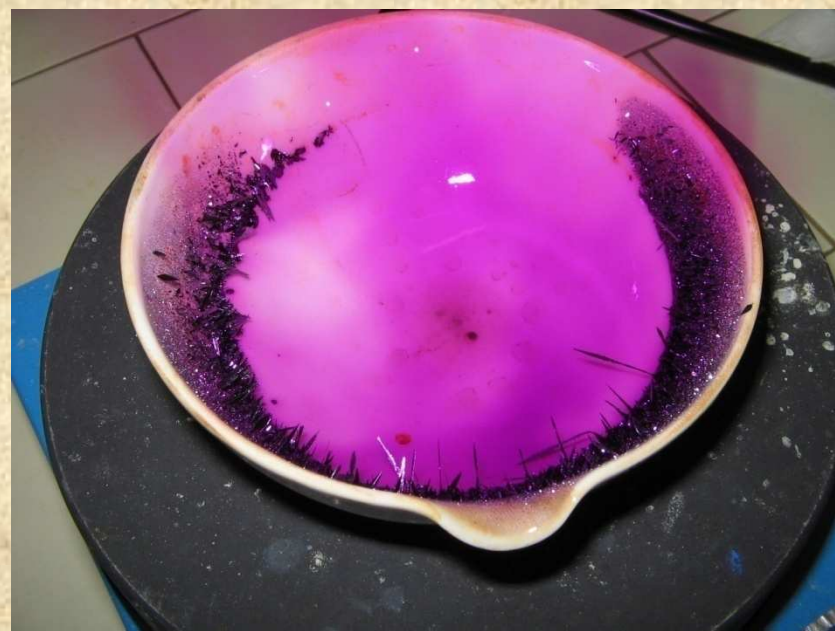
decantazione



centrifugazione



separazione magnetica



La sublimazione dello iodio

Caratteristiche come composizione, struttura, stato di aggregazione, sono dette **proprietà intensive**, che dipendono dalla natura delle sostanze ma non dalla loro quantità; altre proprietà intensive sono per esempio la densità, la conducibilità termica o elettrica,
il calore specifico, ecc.

Dalle proprietà intensive è possibile individuare la sostanza, dato che esse sono caratteristiche della sostanza in questione.

Le **proprietà estensive** dipendono invece dalla quantità di sostanza (come massa e volume) e da esse non si può individuare una sostanza.

