



Corso di CHIMICA

Lezione 2

*La materia che vediamo:
edifici e mattoni*

info: claudio.gerbaldi@polito.it





Sommario della lezione

Lo scopo di questa lezione è di costituire una **breve e sommaria introduzione allo studio della chimica** illustrando in modo semplice quali siano i costituenti fondamentali della materia e in quali modi la materia stessa sia organizzata.

1. Breve descrizione di alcune proprietà della materia direttamente osservabili con particolare attenzione agli stati di aggregazione che la materia può assumere
2. Distinzione tra sostanze (elementari e composte), miscele, miscugli ...
3. Atomi e loro costituenti fondamentali (protoni, neutroni e elettroni)
4. Definizione dei concetti di numero atomico, numero di massa, massa atomica, isotopo e ione
5. Introduzione del concetto di reazione chimica
6. Misure e grandezze



Materia, energia e chimica

L'universo che ci circonda è interpretabile in termini di materia ed energia.

Materia è ciò che possiede una certa massa, che occupa un certo volume.

Energia è una proprietà della materia (capacità della materia di compiere un lavoro) che può essere scambiata e trasmessa in varie forme.

Materia ed energia coesistono e si manifestano continuamente nell'universo che ci circonda.

ad esempio, osservando l'eruzione di un vulcano ...

Materia = insieme lava, lapilli, cenere, etc.

Energia = calore, luce, movimento della materia, etc.
(N.B. in natura qualsiasi sistema che possa evolvere spontaneamente tende a raggiungere lo stato di minima energia...)





Materia, energia e chimica

La materia esiste in svariate forme (tipi): il nome appropriato per **una determinata forma di materia** è **sostanza**.

La **CHIMICA** si occupa della **composizione delle sostanze**, delle **proprietà** delle sostanze dovute alla loro **composizione** e **struttura**, e della **trasformazione delle sostanze in altre sostanze**

Composizione: tipo e numero di “mattoni” fondamentali con cui è costruita una sostanza.

Struttura: modo in cui questi “mattoni” sono disposti nello spazio.

La chimica non si occupa solo delle sostanze che esistono in natura, ma si dedica anche alla preparazione di nuove sostanze non esistenti in natura. Centinaia di sostanze nuove vengono preparate ogni giorno.

La chimica ha avuto/ha/avrà un forte impatto sulla vita dell'uomo e del pianeta che abitiamo...



Il metodo scientifico

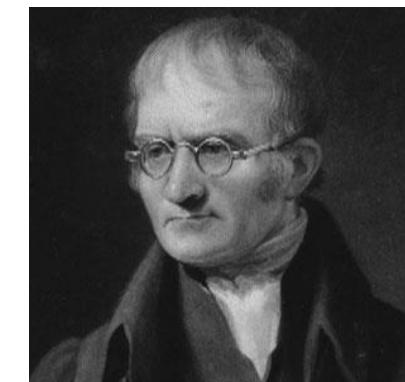


La chimica moderna è una scienza sperimentale e, in quanto tale, si è sviluppata e progredisce mediante l'uso del **metodo scientifico**.

- Osservazione** attenta e rigorosa dei fenomeni naturali (eventi misurabili). Le osservazioni possono essere qualitative (Hg è liquido) o quantitative (H2O bolle a 100 °C).
- Legge** enunciato che generalizza le osservazioni ed è in grado di prevedere il comportamento di un determinato sistema senza essere in grado, però, di spiegarne il perché. Spesso formulata in termini di espressione matematica.
- Ipotesi** assieme di assunzioni con cui si tentata di interpretare i fenomeni e le osservazioni, che va verificata con esperimenti (verifiche).
- Teoria** risultato finale che si ottiene quando l'ipotesi risulta in grado di spiegare i risultati delle verifiche. Inevitabilmente cambia con la conoscenza di nuovi fatti.

Ex. **Teoria atomica di Dalton**

Gli atomi sono particelle fondamentali costituenti un elemento, uguali tra loro per un dato elemento. Atomi di elementi diversi danno origine a sostanze più complesse combinandosi tra loro in proporzioni fisse e semplici (1 a 1, 1 a 2, 2 a 3, etc...)



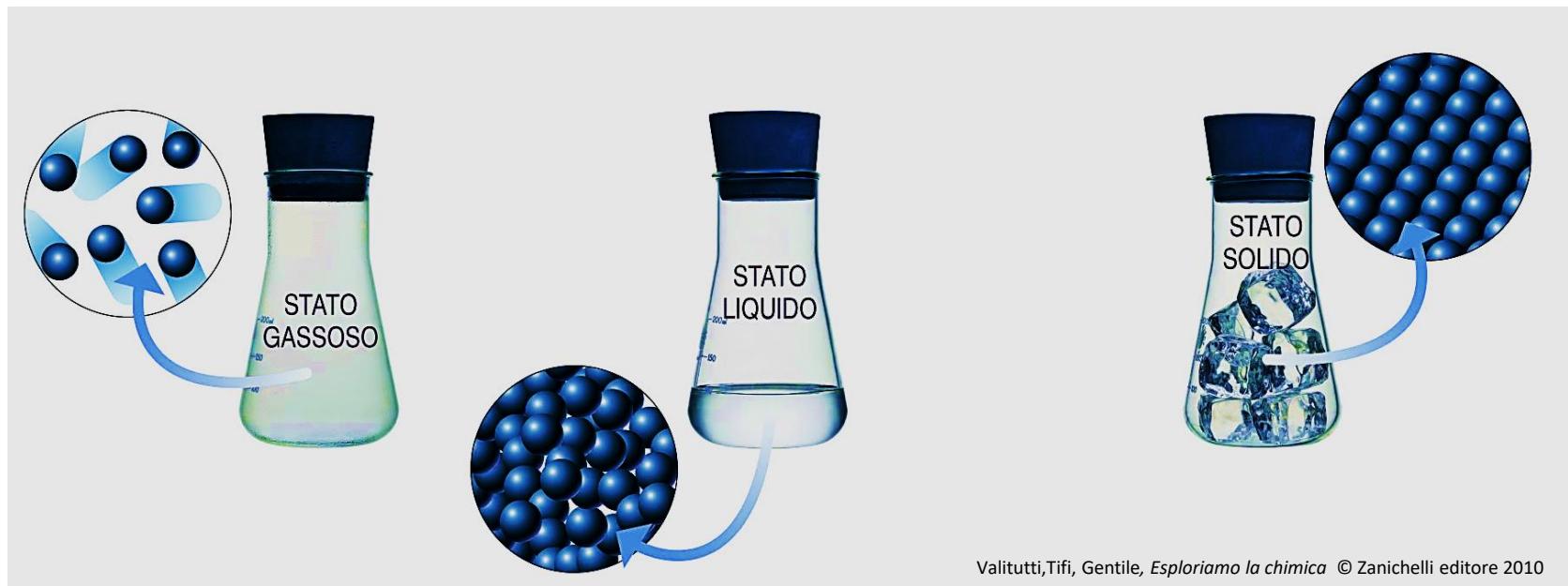
John Dalton (1766-1844), chimico inglese



La materia che vediamo: gli stati di aggregazione

Per iniziare, occorre scoprire com'è organizzata la materia e definire le sue proprietà fondamentali. La materia può esistere in tre stati fisici, detti **stati di aggregazione della materia**

- **stato solido**
- **stato liquido**
- **stato aeriforme (gas + vapore)**



Valitutti,Tifi, Gentile, *Esploriamo la chimica* © Zanichelli editore 2010



La materia che vediamo: gli stati di aggregazione

Le proprietà caratteristiche dei tre stati di aggregazione della materia:

	Solido	Liquido	Aeriforme
Volume	proprio	proprio	occupano tutto il volume disponibile
Forma	propria	assume la forma del recipiente	assume la forma del recipiente
Densità	alta	media	bassa
Effetto della pressione	incomprimibili	sostanzialmente incomprimibili	comprimibili

$S \Rightarrow L$ fusione
 $S \Rightarrow G$ sublimazione
 $L \Rightarrow G$ evaporazione
 $G \Rightarrow L$ liquefazione





I passaggi di stato

A differenza delle trasformazioni chimiche, i passaggi di stato (trasformazioni fisiche) sono generalmente reversibili semplicemente variando T o P.

I passaggi di stato implicano la trasformazione della materia da uno stato fisico all'altro per variazioni di temperatura e pressione.

- La **fusione** è il passaggio dallo stato solido allo stato liquido.
- L'**evaporazione** è il passaggio dallo stato liquido allo stato di vapore.
- La **sublimazione** è il passaggio diretto dallo stato solido allo stato di vapore.
- La **condensazione** è il passaggio dallo stato di vapore allo stato liquido.
- La **solidificazione** è il passaggio dallo stato liquido allo stato solido.
- Il **brinamento** è il passaggio diretto dallo stato di vapore allo stato solido.

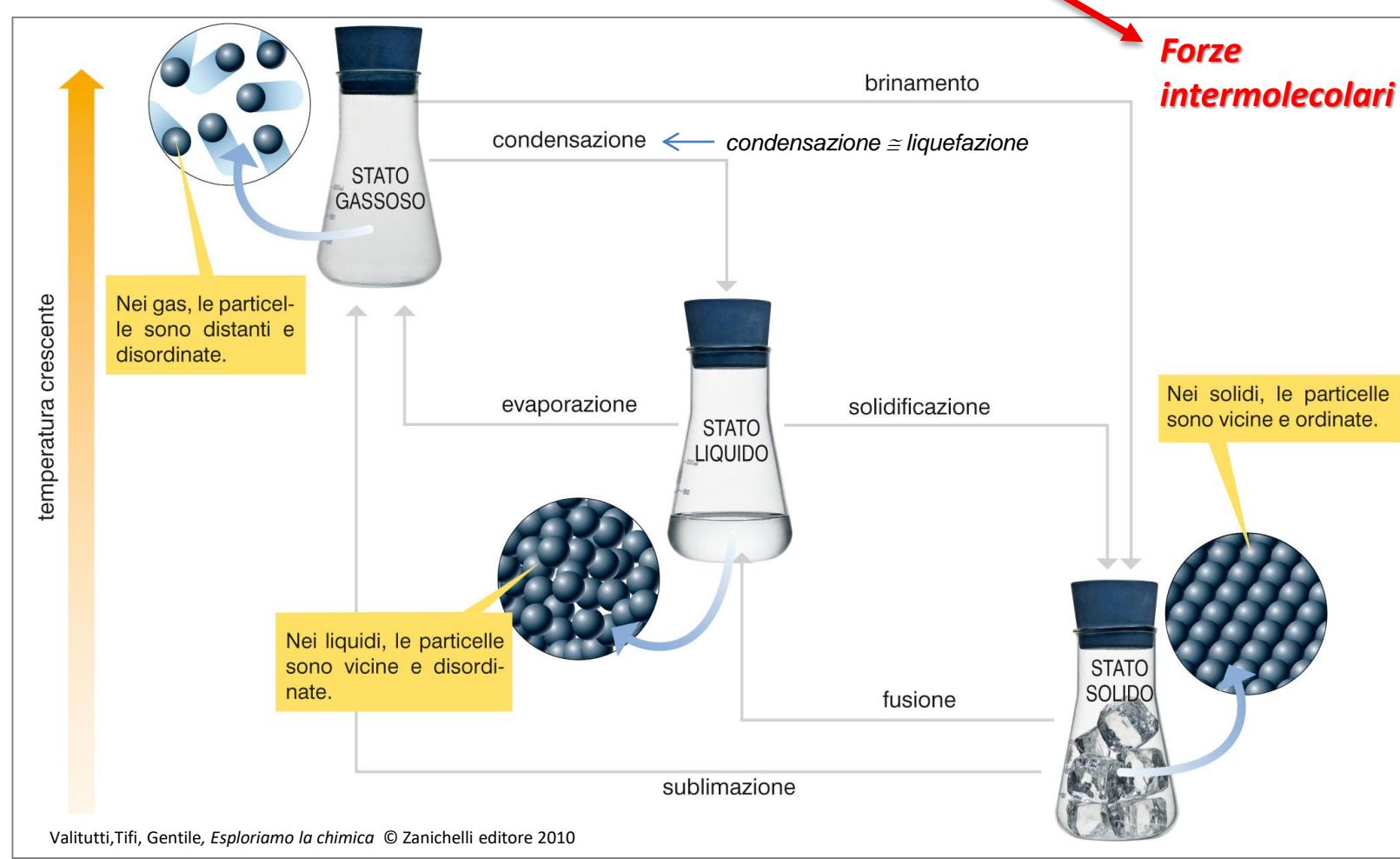
- A parità di massa, nel passaggio di una sostanza dallo stato liquido allo stato aeriforme, il volume aumenta e la densità diminuisce.
- Nel passaggio allo stato solido la densità, di solito, aumenta (*eccezione: ghiaccio che è meno denso dell'acqua !!!*).
- Nel passaggio da liquido ad aeriforme il volume aumenta e la densità diminuisce

$$d = m/V$$



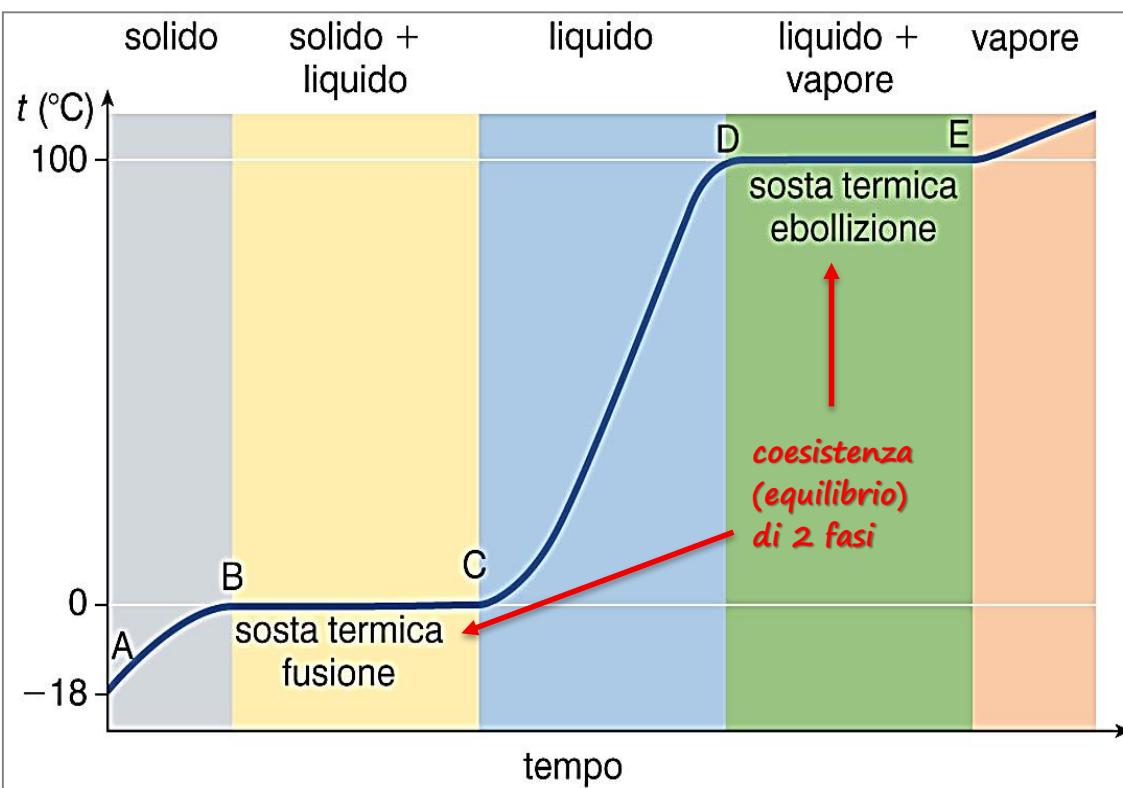
I passaggi di stato

Le **particelle** di qualsiasi sostanza hanno **tra di loro attrazioni** più o meno forti



I passaggi di stato

Ogni sostanza pura ha una **curva di riscaldamento** e temperature di fusione e di ebollizione caratteristiche in funzione della pressione a cui avviene il passaggio di stato.

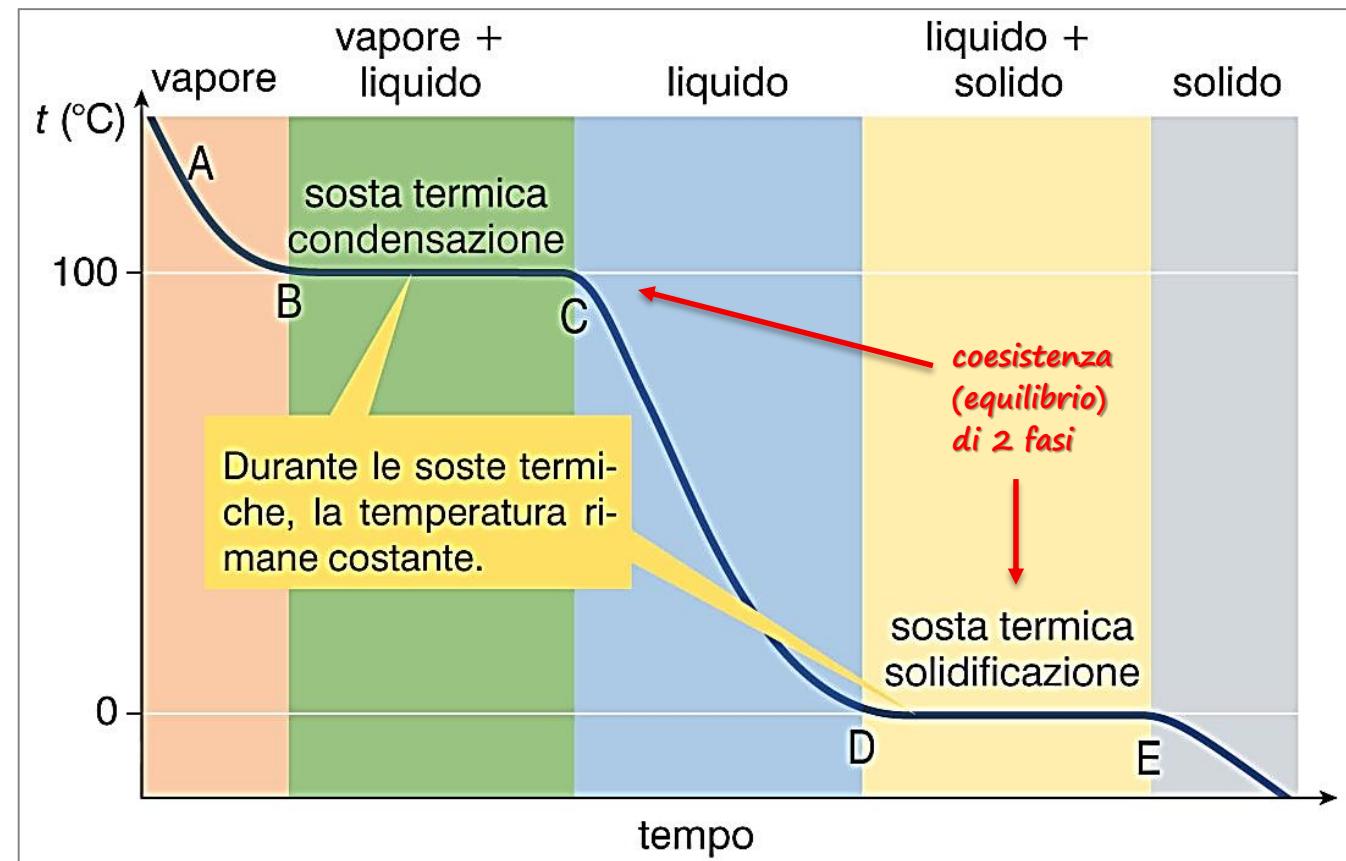


- La T alla quale coesistono acqua e ghiaccio è detta **temperatura di fusione**. È una proprietà intensiva dell'acqua distillata e delle sostanze pure. Durante la fusione si ha la **sosta termica**.
- Terminata la fusione, aumenta la temperatura.
- Se il vapore esercita una pressione uguale alla pressione atmosferica si ha la **tensione di vapore**.
- La T alla quale la tensione di vapore eguaglia la pressione esterna è detta **temperatura di ebollizione**.

I passaggi di stato

Ogni sostanza pura ha una **curva di raffreddamento** attraverso la quale si distinguono:

- **temperatura di condensazione**: a parità di pressione uguale a quella di ebollizione;
- **temperatura di solidificazione**: a parità di pressione uguale a quella di fusione.





I passaggi di stato

- Se i due passaggi di stato (condensazione ed ebollizione) avvengono alle stesse condizioni di pressione, la temperatura di condensazione è uguale alla temperatura di ebollizione.
- Se i due passaggi di stato (solidificazione e fusione) avvengono alle stesse condizioni di pressione, la temperatura di solidificazione è uguale alla temperatura di fusione.
- I **passaggi di stato delle soluzioni e dei miscugli**, in generale, non avvengono a temperature costanti.

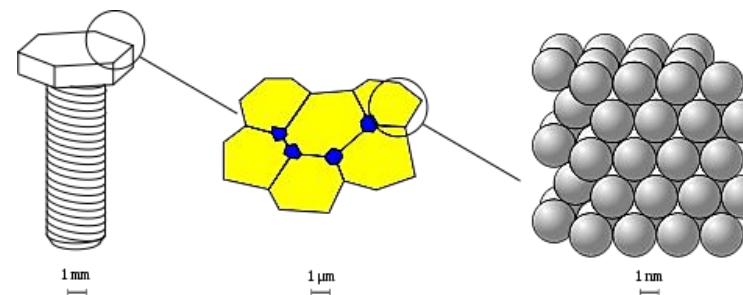


I vari tipi di materia

Sostanza: un corpo che possiede proprietà fisiche e chimiche ben definite, invariabili o variabili in limiti ristretti. Es.: composizione, solubilità (in un solvente), punto di fusione, densità, conducibilità.

A livello macroscopico: una sostanza pura mantiene le sue proprietà se sottoposta a ripetute purificazioni (e.g., cristallizzazioni).

A livello microscopico: una sostanza pura è costituita in ogni sua parte da insiemi uguali di particelle microscopiche (e.g., atomi, molecole, ioni).



Materiale: un corpo costituito da una o più sostanze, destinato ad una qualche funzione specifica.

Es.: legno, metalli, tessuti, carta, vetro, ceramica, plastica, calcestruzzo.



Macroscopico vs. microscopico

Il linguaggio della chimica si riferisce costantemente a **due livelli diversi della realtà fisica**:

- Il ***livello macroscopico*** è occupato da oggetti le cui dimensioni vanno da quelle di un batterio (10^{-6} m) a quelle usuali del mondo accessibile al nostro corpo (10^{-3} - 10^3 m).
- Il ***livello microscopico*** è occupato da oggetti le cui dimensioni vanno da quelle di un nucleo atomico ($\sim 10^{-15}$ m) a quelle di una grossa proteina ($\sim 1 \times 10^{-7}$ m)



Corpi semplici, elementi e composti

Corpo semplice, elemento

- A livello macroscopico una sostanza è un **corpo semplice** quando non si può decomporre in altre sostanze
- A livello microscopico un **elemento** è costituito da atomi con lo stesso numero atomico (numero di protoni nel nucleo)

Composto

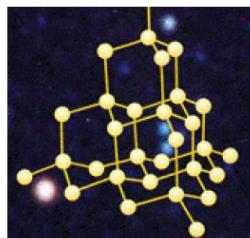
- A livello macroscopico una sostanza è un **composto** quando è decomponibile in altre sostanze
- A livello microscopico una sostanza è un **composto** quando è costituita da atomi di elementi diversi



L'elemento carbonio: tre diversi corpi semplici



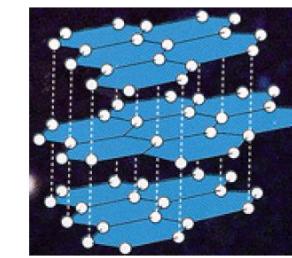
- Un diamante grezzo
- Il diamante è un corpo semplice



- Struttura cristallina del diamante
- Il diamante è costituito da atomi di carbonio allo stato elementare



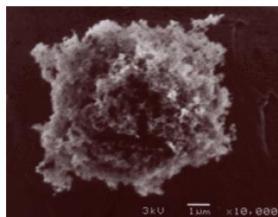
- Un campione di grafite
- La grafite è un corpo semplice



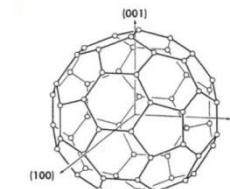
- Struttura cristallina della grafite
- La grafite è costituita da atomi di carbonio allo stato elementare



- Un 'campione' di fuliggine
- Il nerofumo è un corpo semplice

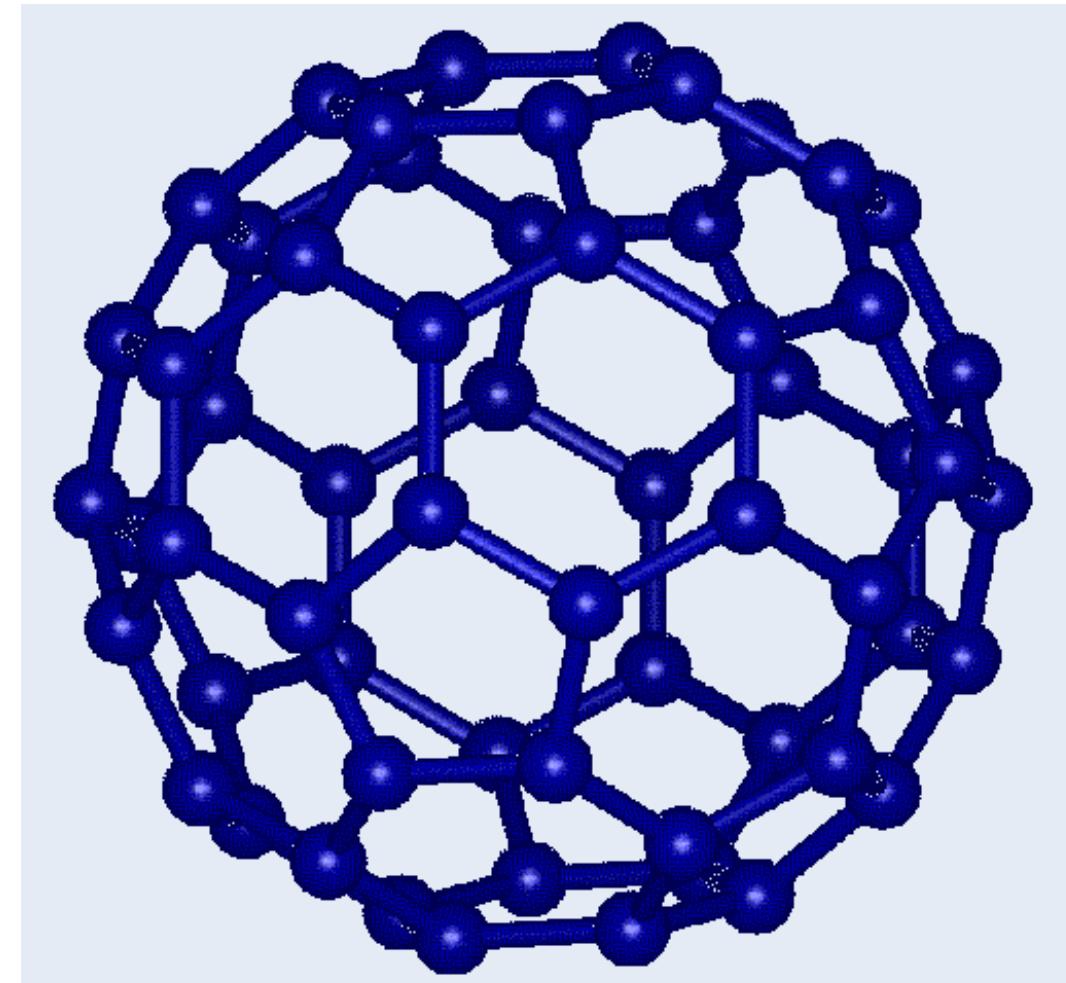
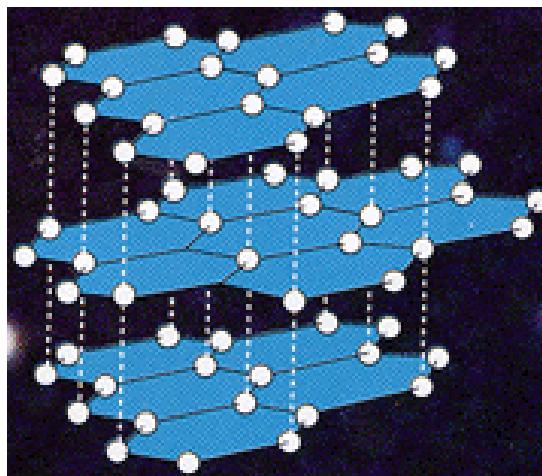
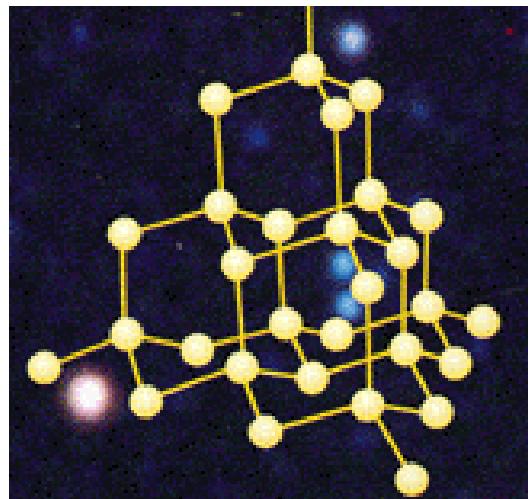


- Un granello del campione di fuliggine, 'visto' al microscopio a scansione

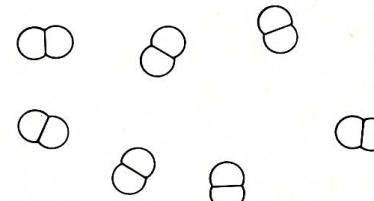
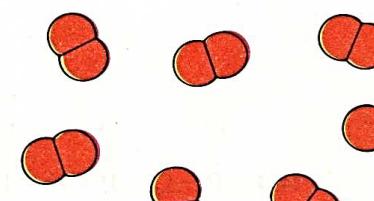
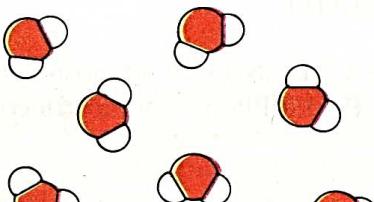
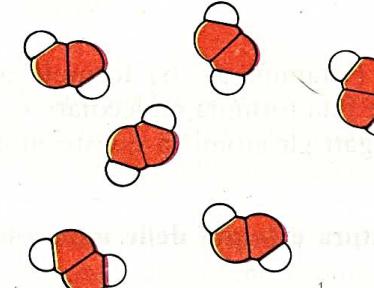
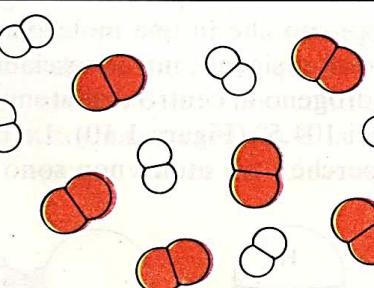
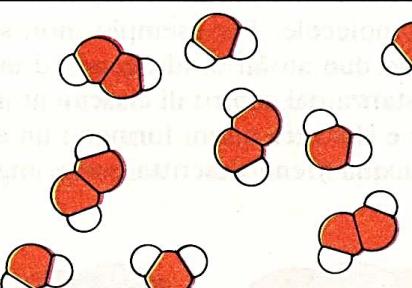


- La struttura della molecola del fullerene, C_{60}
- Il fullerene C_{60} è presente nel nerofumo

Il carbonio: tre corpi semplici, tre strutture



Elementi, composti, miscele

ELEMENTI	 Molecole di idrogeno, H_2	 Molecole di ossigeno, O_2
COMPOSTI	 Molecole di acqua, H_2O	 Molecole di perossido di idrogeno, H_2O_2
MISCELE	 Miscela di idrogeno e di ossigeno	 Miscela di perossido di idrogeno e di acqua

Tre concetti fondamentali: sistema, equilibrio e fase

Sistema: la parte del mondo sottoposta ad un particolare studio.

Es.: un atomo, una galassia, l'atmosfera terrestre, un bicchiere, una cellula, un gatto, un campione di minerale, etc.



Equilibrio: un sistema è in equilibrio quando le sue proprietà macroscopiche e microscopiche sono costanti in ogni punto.

A livello microscopico l'equilibrio è sempre dinamico, ossia è il risultato di processi che avvengono in "direzioni" opposte.

Fase: parte di un sistema separata dal resto del sistema da superfici limitanti.

All'equilibrio le proprietà fisiche e chimiche sono eguali in ogni punto della fase.



Sistema, fase, soluzione

Si definisce **sistema** una porzione di spazio, con tutta la materia ed energia in esso contenute, sottoposta ad un particolare studio.

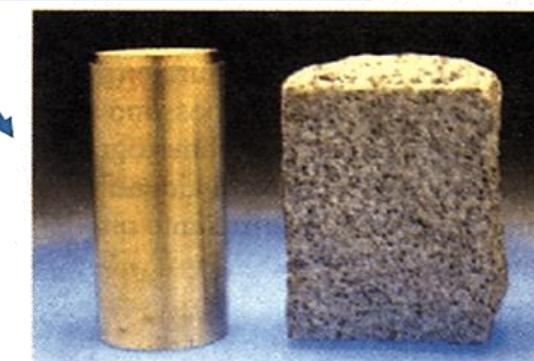
Sistema eterogeneo: sistema in cui le **proprietà fisiche e chimiche non sono uguali** in ogni volume di spazio di dimensioni superiori a 10^{-6} cm.

Sistema omogeneo: sistema in cui le **proprietà fisiche e chimiche sono uguali** in ogni volume di spazio di dimensioni superiori a 10^{-6} cm.

*Sistema omogeneo = **fase***

*Miscela omogenea = **soluzione***

Sistema Omogeneo
Una fase: ottone
(lega di rame e zinco)



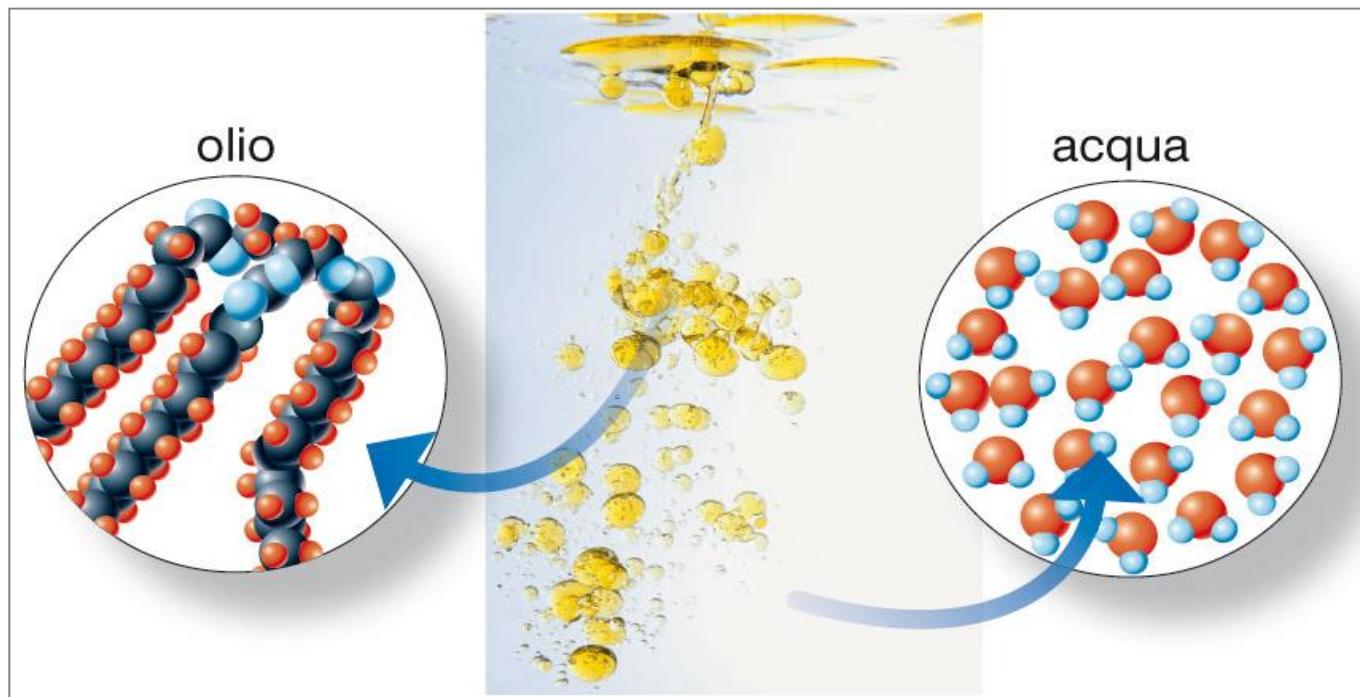
Sistema Eterogeneo
Più fasi: Granito (feldspato, mica, quarzo)

I sistemi omogenei e i sistemi eterogenei

Si dice **fase** una porzione di materia fisicamente distinguibile e delimitata che ha proprietà intensive uniformi.

Un **sistema** costituito da **una sola fase** è detto **omogeneo**.

Un **sistema** costituito da **due o più fasi** è detto **eterogeneo**.



Valitutti,Tifi, Gentile, *Esploriamo la chimica*
© Zanichelli editore 2010



Le sostanze pure e i miscugli

La materia può essere suddivisa in **sostanze pure** e **miscugli**.

Un sistema è **puro** solo se è formato da una singola sostanza.

Le **sostanze pure** hanno caratteristiche e composizione costanti in ogni punto.



Valitutti,Tifi, Gentile, *Esploriamo la chimica* © Zanichelli editore 2010





Le sostanze pure e i miscugli

Un sistema formato da due o più sostanze è un **miscuglio**.

Anche *i miscugli possono essere omogenei o eterogenei.*

Un **miscuglio omogeneo** di due o più sostanze è chiamato **soluzione**.

L'acqua potabile è una soluzione costituita da più componenti.



Valitutti,Tifi, Gentile, *Esploriamo la chimica* © Zanichelli editore 2010

Il **componente più abbondante** del miscuglio è il **solvente**, mentre i **componenti meno abbondanti** si chiamano **soluti**.





I vari tipi di materia

Caratteristica principale di miscela/miscuglio è la *composizione variabile*.

Miscela: un sistema costituito da una sola fase e da diverse sostanze, separabili con mezzi chimico-fisici semplici.

Miscuglio: insieme di più sostanze che mantengono inalterate le loro caratteristiche originarie e che sono separabili con mezzi fisici semplici.

MISCELA = MISUGLIO ?

in effetti i due termini possono avere lo stesso significato e ci si può sbagliare facilmente...

Normalmente si intende per miscela o miscuglio l'insieme di più sostanze chimiche (composti chimici e/o elementi chimici) che insieme conservano comunque inalterate le loro singole caratteristiche (ad es. colore, sapore, etc) e lo stato fisico.

Tuttavia, *in genere si preferisce il termine miscuglio quando almeno una delle fasi coinvolte è un solido, mentre si preferisce il termine miscela nel caso di fasi fluide (gas o liquidi).*



Le sostanze pure e i miscugli

Un **miscuglio eterogeneo** è costituito da componenti chimicamente definiti e da fasi fisicamente distinguibili.



I miscugli **eterogenei** possono presentare aspetti anche molto diversi al variare dello stato di aggregazione delle fasi che li costituiscono.



Le sostanze pure e i miscugli

L'**emulsione** è una dispersione, più o meno stabile, di un fluido sotto forma di minutissime goccioline o bollicine (fase dispersa) in un altro fluido non miscibile (fase continua o fase disperdente o veicolo).



La **schiuma** è un tipico esempio di miscuglio costituito dalla dispersione di gas in un liquido.



La **nebbia** è un miscuglio tra acqua-aria.



Il **fumo** è un miscuglio eterogeneo di un solido in un gas.





Le sostanze pure e i miscugli

	Definizione	Sostanza	Miscuglio
Sistema omogeneo	è costituito da una sola fase	acqua pura, oro puro, cloruro di sodio puro	acqua di rubinetto, sale marino, acciaio, leghe metalliche
Sistema eterogeneo	è costituito da due o più fasi	acqua pura e ghiaccio	acqua e sabbia, legno, granito, latte, marmo, fumo, sabbia



Le sostanze pure e i miscugli

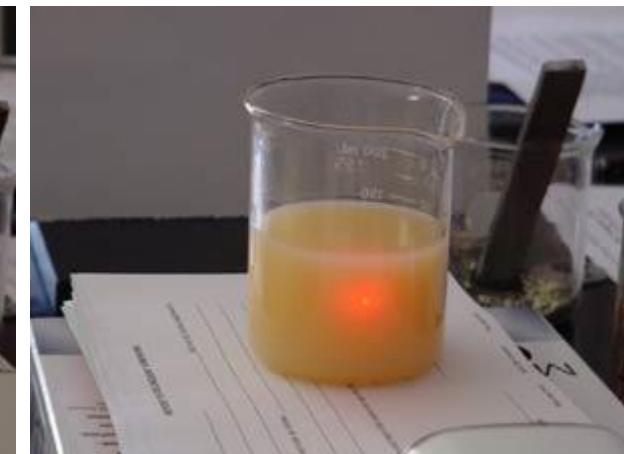
I **colloidi** costituiscono una classe di materiali che ha caratteristiche intermedie tra quelle dei miscugli omogenei e quelle dei miscugli eterogenei. Questo stato "microeterogeneo" consiste di due fasi: una fase costituita da una sostanza di dimensioni microscopiche (da 1 nm a 1 µm) e una fase continua disperdente.



Una dispersione colloidale si distingue da una soluzione per **l'effetto Tyndall**: un raggio luminoso viene deviato dalle grandi particelle della fase dispersa favorendo una luminosità diffusa.



quando un raggio luminoso investe una soluzione, la attraversa direttamente: notare il puntino rosso del laser che colpisce lo schermo e la traccia del laser (per diffusione trasversale) nella soluzione.



quando un raggio luminoso investe una dispersione, la luce viene diffusa in tutte le direzioni: notare che il puntino rosso del laser non colpisce lo schermo (fotografie tratte dal sito: www.berkeleyprep.org).

Le sostanze pure e i miscugli

Nelle soluzioni colloidali, se la fase disperdente, liquida o gassosa, prevale su quella solida si ha un **sol**.

Se prevale la fase solida sulla fase disperdente, si ha un **gel**, ovvero un reticolo inorganico continuo contenente una fase liquida interconnessa.



Valitutti,Tifi, Gentile, *Esploriamo la chimica* © Zanichelli editore 2010



Le sostanze pure e i miscugli

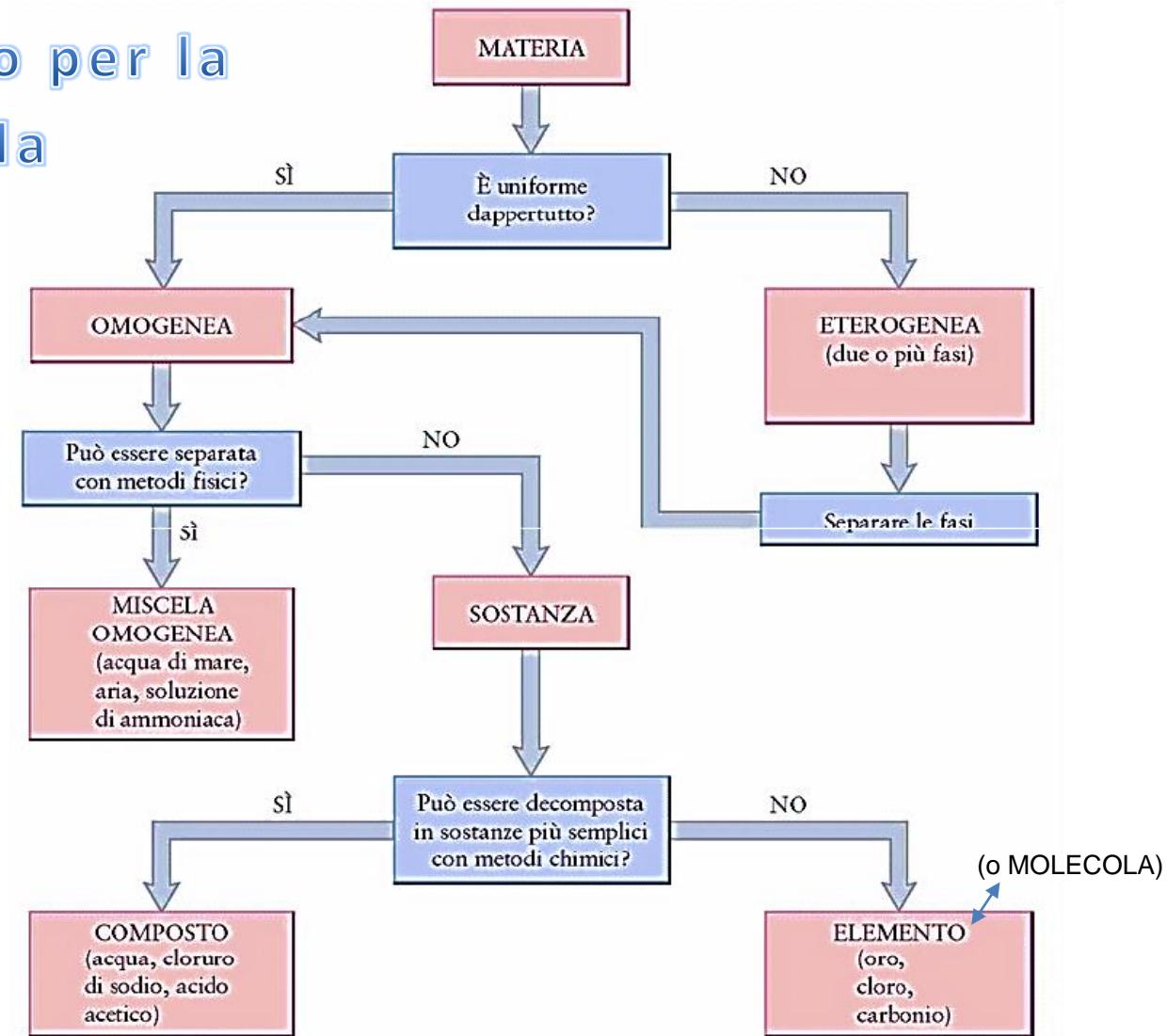
Sostanze pure omogenee	Sostanze pure eterogenee	Miscugli omogenei	Miscugli eterogenei	Colloidì
alcol al 100%	acqua e ghiaccio 	soluzione di acqua e sale	acqua e sabbia	albumi <i>sot</i>
ossigeno	ossigeno liquido in presenza di ossigeno gasoso	vino limpido 	sabbia	gelatina <i>gel</i>
piombo	piombo solido immerso in piombo fuso	aceto limpido	latte	budino





I vari tipi di materia: schema riassuntivo

Schema di percorso per la classificazione della materia.

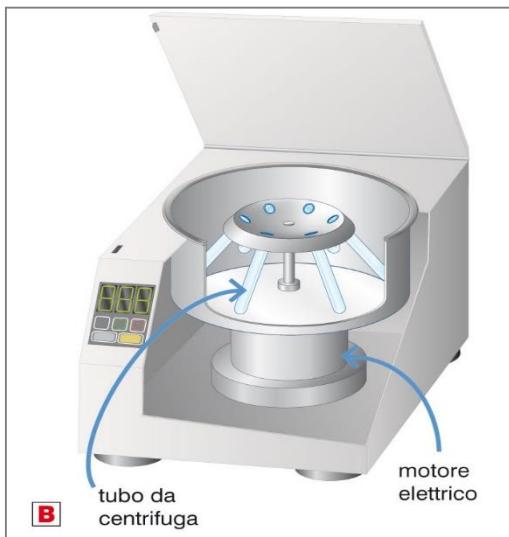


I metodi di separazione

Operazione fondamentale della chimica è l'identificazione delle sostanze**.**

Esistono molti **metodi, fisici** e **chimico-fisici**, impiegati per separare le sostanze e i miscugli che compongono le miscele.

La **filtrazione** è un **metodo fisico** per separare, per mezzo di filtri, i materiali solidi da un miscuglio eterogeneo liquido o gassoso; si sfrutta la dimensione macroscopica delle particelle solide.

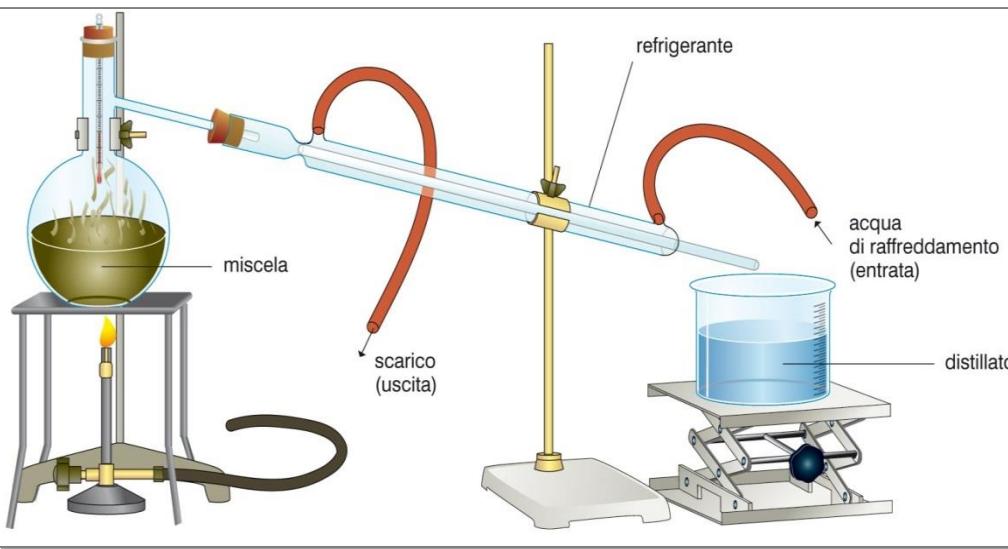


La **centrifugazione** è un **metodo fisico** per separare miscugli eterogeni di liquidi e/o solidi aventi densità diversa.

I metodi di separazione

La **distillazione** è uno dei principali metodi per separare i componenti di un sistema liquido. Si basa sulla diversa volatilità dei componenti di miscele liquide. Minore è la temperatura di evaporazione, maggiore è la volatilità.

Distillazione semplice va bene quando uno solo dei componenti della miscela è volatile o quando i componenti hanno volatilità notevolmente differente, altrimenti si ricorre alla **distillazione frazionata** (usata per separare le frazioni del petrolio).

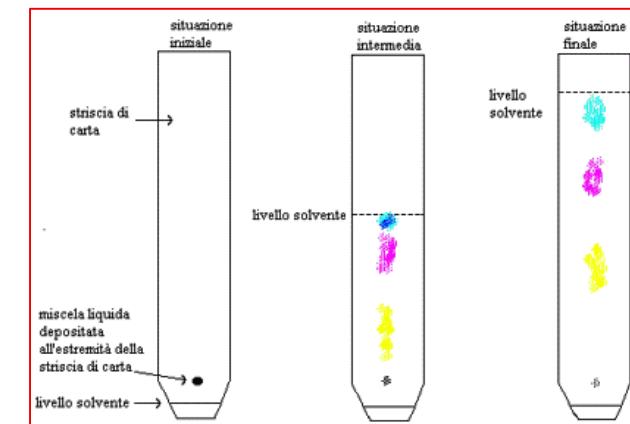
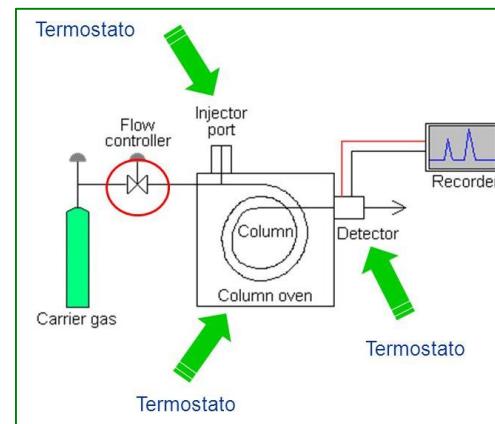
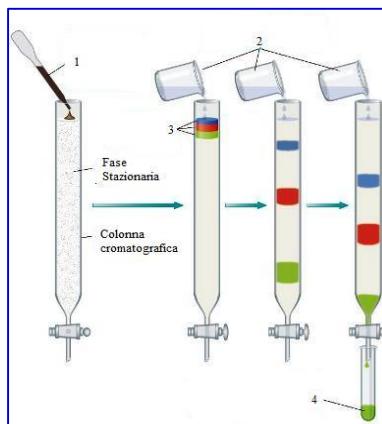


Distillazione frazionata



I metodi di separazione

La **cromatografia** è un metodo chimico-fisico per separare i componenti di un miscuglio che si spostano con velocità diverse su un supporto (fase fissa/stazionaria), trascinati da un solvente (fase mobile). La fase stazionaria è solitamente un solido e la fase mobile un liquido o un gas. Distinguiamo dunque *cromatografia liquida su colonna*, *gas-cromatografia* e *cromatografia su carta*.



La **cristallizzazione frazionata** è un metodo chimico fisico attraverso il quale si separano diversi soluti in una soluzione liquida/solida. Nello specifico, una massa solida contenente composti diversi viene portata oltre il punto di fusione e, mediante raffreddamento (solitamente lento) fino ad una precisa temperatura, si ottiene la precipitazione del soluto.



I metodi di separazione

Tecnica di separazione	Proprietà fisica interessata
filtrazione	dimensione delle particelle
centrifugazione	densità
cromatografia	capacità di aderire a superfici
distillazione	volatilità

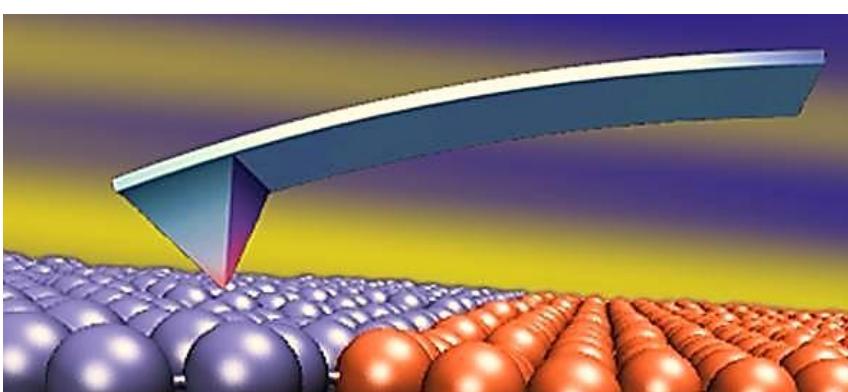


Il mattone fondamentale: l'atomo

La **materia** dell'universo non è **continua** ma è **costituita** da **piccolissime particelle fondamentali** dette **ATOMI** (dal greco *indivisible*).

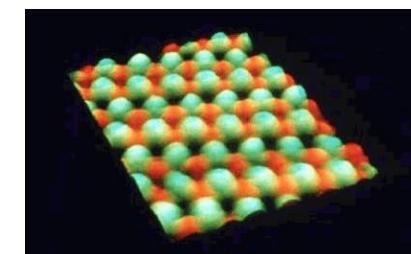
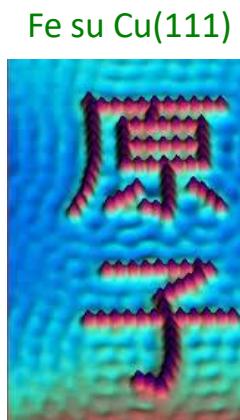
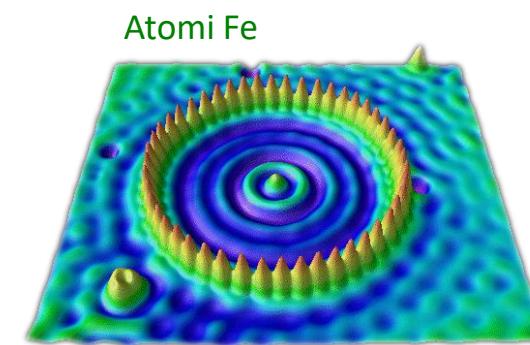
L'esistenza degli atomi, postulata sulla base di pura speculazione filosofica dal greco Democrito, e oggetto di lungo dibattito nell'ambiente scientifico del secolo XIX (fino alla teoria atomica...), è oggi universalmente accettata se non altro perché con strumenti altamente sofisticati si può ottenere una loro immagine.

Oggi è possibile affermare che gli atomi possono essere osservati:



AFM (Atomic Force Microscopy)

STM (Scanning Tunnelling Microscopy)





Il mattone fondamentale: l'atomo

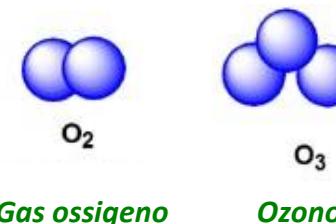
Ogni distinto tipo di atomo corrisponde, in termini chimici, ad un **elemento**, ognuno contraddistinto da un nome ben preciso.

Dei circa **110** elementi identificati finora, **20** sono stati preparati artificialmente e sono tanto instabili da esistere per una piccolissima frazione di secondo. Gli elementi presenti in natura e relativamente "stabili" sono, e rimarranno, solo **90** e tale numero non è destinato a crescere.

**Se una sostanza è costituita da atomi dello stesso elemento
si dice sostanza elementare**

Il numero di sostanze elementari esistenti è di poco superiore al numero degli elementi poiché gli atomi di alcuni elementi possono aggregarsi tra di loro in più di un modo per dare più di una sostanza elementare.

Pezzo di ferro = sostanza elementare



Sostanze elementari a base di atomi di ossigeno presenti nell'atmosfera

Alkaline earth metals	1A	2A	Transition metals										13 3A	14 4A	15 5A	16 6A	17 7A	Noble gases
	1 H	2 Be	3	4	5	6	7	8	9	10	11	12	13 Al	14 Si	15 P	16 S	17 Cl	2 He
Na	11	12 Mg	3	4	5	6	7	8	9	10	11	12	13	14	15	16	17	18 Ar
K	19	20 Ca	21 Sc	22 Ti	23 V	24 Cr	25 Mn	26 Fe	27 Co	28 Ni	29 Cu	30 Zn	31 Ga	32 Ge	33 As	34 Se	35 Br	36 Kr
Rb	37	38 Sr	39 Y	40 Zr	41 Nb	42 Mo	43 Tc	44 Ru	45 Rh	46 Pd	47 Ag	48 Cd	49 In	50 Sn	51 Sb	52 Te	53 I	54 Xe
Cs	55	56 Ba	57 La*	72 Hf	73 Ta	74 W	75 Re	76 Os	77 Ir	78 Pt	79 Au	80 Hg	81 Tl	82 Pb	83 Bi	84 Po	85 At	86 Rn
Fr	87	88 Ra	89 Ac†	104 Rf	105 Db	106 Sg	107 Bh	108 Hs	109 Mt	110 Uun	111 Uuu	112 Uub						
*Lanthanides																		
†Actinides																		
	58 Ce	59 Pr	60 Nd	61 Pm	62 Sm	63 Eu	64 Gd	65 Tb	66 Dy	67 Ho	68 Er	69 Tm	70 Yb	71 Lu				
	90 Th	91 Pa	92 U	93 Np	94 Pu	95 Am	96 Cm	97 Bk	98 Cf	99 Es	100 Fm	101 Md	102 No	103 Lr				





La dimensione degli atomi

A meno di un particolare che descriveremo più avanti, **gli atomi di un certo elemento sono uguali tra loro e diversi da quelli di ogni altro elemento.**

La loro dimensione (forma sferica) varia dai 37 picometri (pm) di raggio covalente dell'atomo di idrogeno (il più piccolo, 53 pm di raggio atomico) ai 250 pm di quelli di cesio e radio (i più grandi).

millimetro	mm	$1 \text{ mm} = 10^{-3} \text{ m}$
micrometro	μm	$1 \mu\text{m} = 10^{-6} \text{ m}$
nanometro	nm	$1 \text{ nm} = 10^{-9} \text{ m}$
angstrom	\AA	$1 \text{ \AA} = 10^{-10} \text{ m}$
picometro	pm	$1 \text{ pm} = 10^{-12} \text{ m}$



Le particelle subatomiche

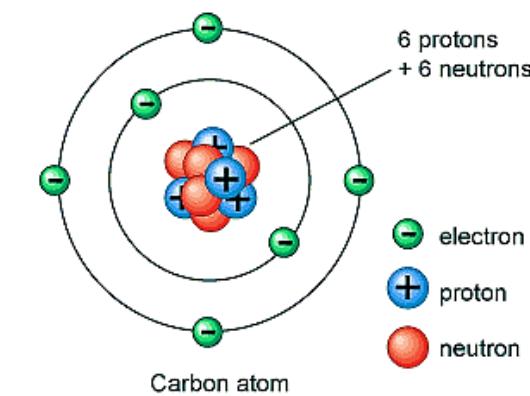
Gli atomi non sono oggetti omogenei e nemmeno, come si credeva, **indivisibili** ma sono **costituiti da particelle fondamentali** (o **particelle subatomiche**) comuni a tutti gli atomi.

Atomi diversi differiscono per il diverso numero di particelle subatomiche che essi contengono.

Le particelle subatomiche sono caratterizzate da ben precisi valori di **massa** e di **carica elettrica** che sono le grandezze fondamentali (insieme allo **spin**) per caratterizzare una particella.

L'atomo è un sistema microscopico costituito da:

- protoni (p^+), carica $1,6 \times 10^{-19}$ C, massa $1,673 \times 10^{-27}$ kg
- neutroni (n), carica zero, massa $1,675 \times 10^{-27}$ kg
- elettroni (e^-), carica $-1,6 \times 10^{-19}$ C, massa $9,109 \times 10^{-31}$ kg



Un atomo è elettricamente neutro (uguale numeri di p^+ ed e^-). Protoni e neutroni sono contenuti in una parte centrale piccolissima dell'atomo, il **nucleo**, mentre gli elettroni occupano l'intero volume dell'atomo fuori del nucleo all'interno del quale si muovono ad altissima velocità.



Numero atomico, massa atomica, simboli

Il **numero di protoni** contenuti nel nucleo (che è **uguale al numero di elettroni**) distingue gli atomi di un elemento da quelli di ogni altro e **determina le proprietà chimiche** di un atomo.

Il **numero di protoni** di un atomo si dice **numero atomico** (**simbolo Z**)

La **somma del numero di protoni e del numero di neutroni** (le particelle pesanti) si dice **numero di massa** (**simbolo A**)

Per indicare la natura di un atomo, i chimici da sempre si avvalgono di un **simbolo chimico**, che è l'abbreviazione del nome dell'elemento o del suo nome in latino

A
z **SIMBOLO**

¹₁ H

L'atomo più semplice è l'atomo di idrogeno di simbolo H e costituito da un protone nel nucleo, nessun neutrone e 1 elettrone nella sfera esterna.



Numero atomico, massa atomica, simboli

$A_Z^X X$ — Il simbolo dell'atomo o isotopo

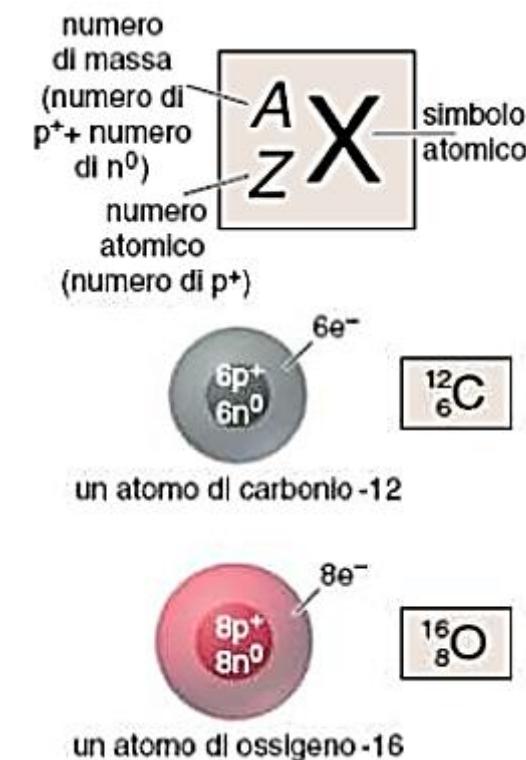
X = simbolo atomico dell'elemento

A = numero di massa; $A = Z + N$

Z = numero atomico

(il numero dei protoni nel nucleo)

N = numero dei neutroni nel nucleo

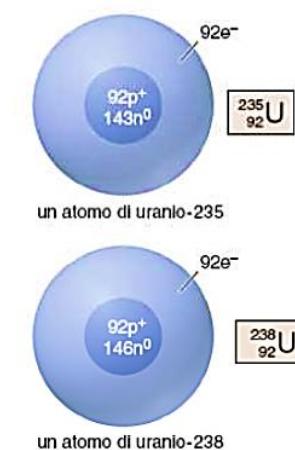
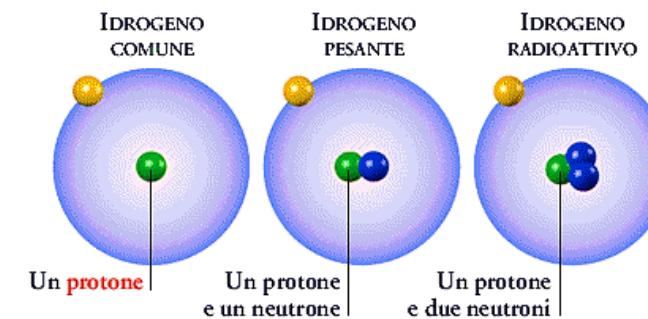
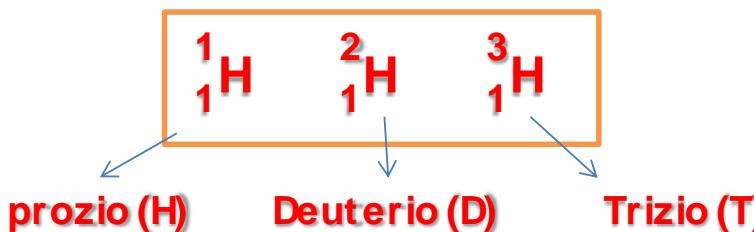


Gli isotopi

Tutti gli atomi di un certo elemento hanno lo stesso numero di protoni (stesso Z), ma possono non avere lo stesso numero di neutroni e quindi, diverso A.

Atomi di un dato elemento aventi uguale Z ma diverso A sono detti isotopi di quell'elemento

Due isotopi di un certo elemento hanno le stesse proprietà chimiche (legame) poiché queste proprietà dipendono essenzialmente da Z.



Il fatto che di un determinato elemento possano esistere diversi isotopi è il piccolo particolare che impedisce di dire che per quell'elemento tutti gli atomi sono uguali: si dirà piuttosto che **tutti gli atomi di un certo isotopo sono perfettamente uguali ed indistinguibili.**

La misura delle masse atomiche

N.B. **Massa** rappresenta la quantità di sostanza contenuta in un dato oggetto; il **peso** è la risposta della massa alla gravità (varia quindi con la forza del campo gravitazionale).

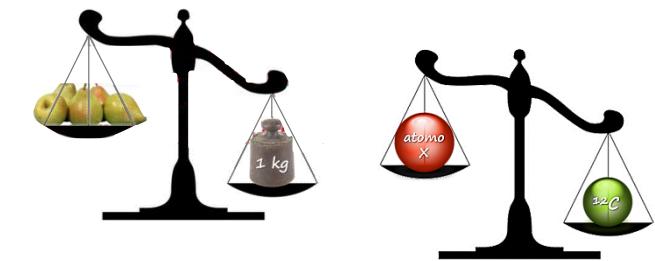
La **massa degli atomi** e delle particelle subatomiche viene **misurata in modo relativo**, per confronto cioè con un determinato riferimento e mediante una particolare unità di misura.

Si è definita come unità di massa atomica un dodicesimo della massa dell'isotopo ^{12}C

Il nome di questa unità di misura è unità di massa atomica (u). $1 \text{ u} = 1,66059 \times 10^{-27} \text{ kg}$

Per ovviare alla scomodità di avere nei calcoli numeri troppo piccoli...

protone	1,0073 u
neutron	1,0087 u
elettrone	0,000549 u



MASSA ATOMICA RELATIVA

E' il rapporto tra la massa di un atomo di un elemento naturale (spesso una miscela di isotopi) e la dodicesima parte della massa dell'atomo di carbonio 12.

La massa atomica relativa è detta anche **peso atomico**, in ogni caso questa grandezza è adimensionale.

Peso atomico dell'alluminio: 26,98

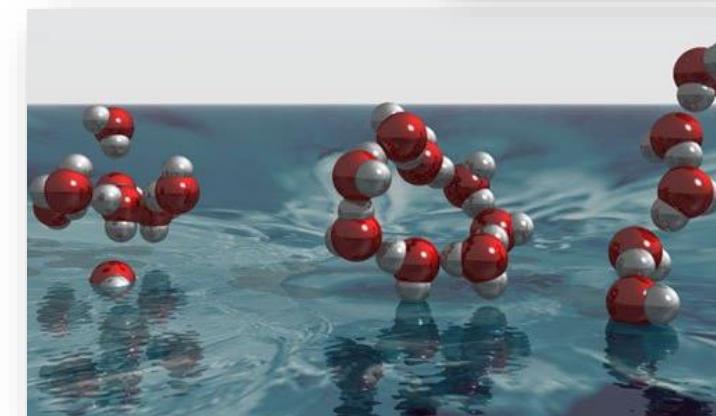
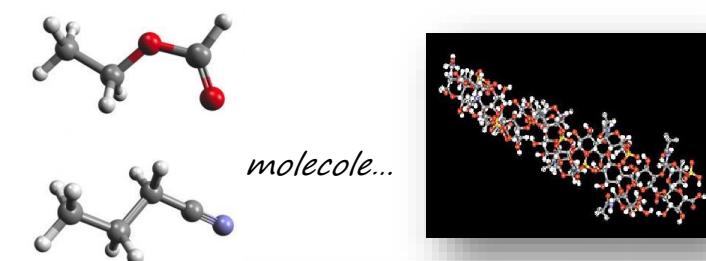
Peso atomico del carbonio: 12,01

Molecole e ioni

Le **sostanze chimiche** sono in **massima parte non elementari** e si dicono **sostanze composte**: esse hanno unità fondamentali formate da più atomi di tipo diverso.

L'**unità fondamentale** delle sostanze composte è nella maggior parte dei casi la molecola: una **MOLECOLA** è un sistema costituito da uno o più atomi, in grado di esistere "isolato", cioè un sistema che ha solo interazioni deboli (intermolecolari) con altri oggetti microscopici.

- La **molecola** è un **insieme formato da un ben preciso numero di atomi**.
- Le **molecole di una certa sostanza** sono **tutte uguali tra di loro**.
- La **massa di una molecola (o massa molecolare)** è data dalla **somma delle masse atomiche degli atomi che la costituiscono**.

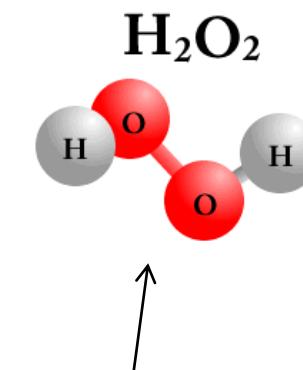
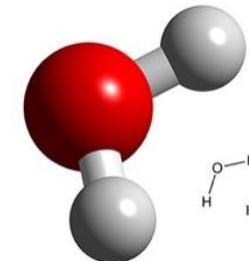
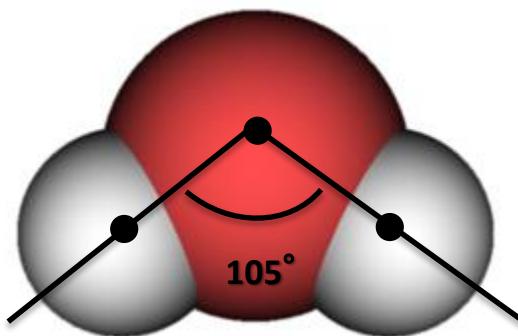


Molecole e ioni

La **notazione simbolica** con cui si indica una molecola si dice **formula** (natura degli atomi che compongono la molecola + rapporto quantitativo tra di loro in basso a destra (ad esempio, l'acqua H_2O).



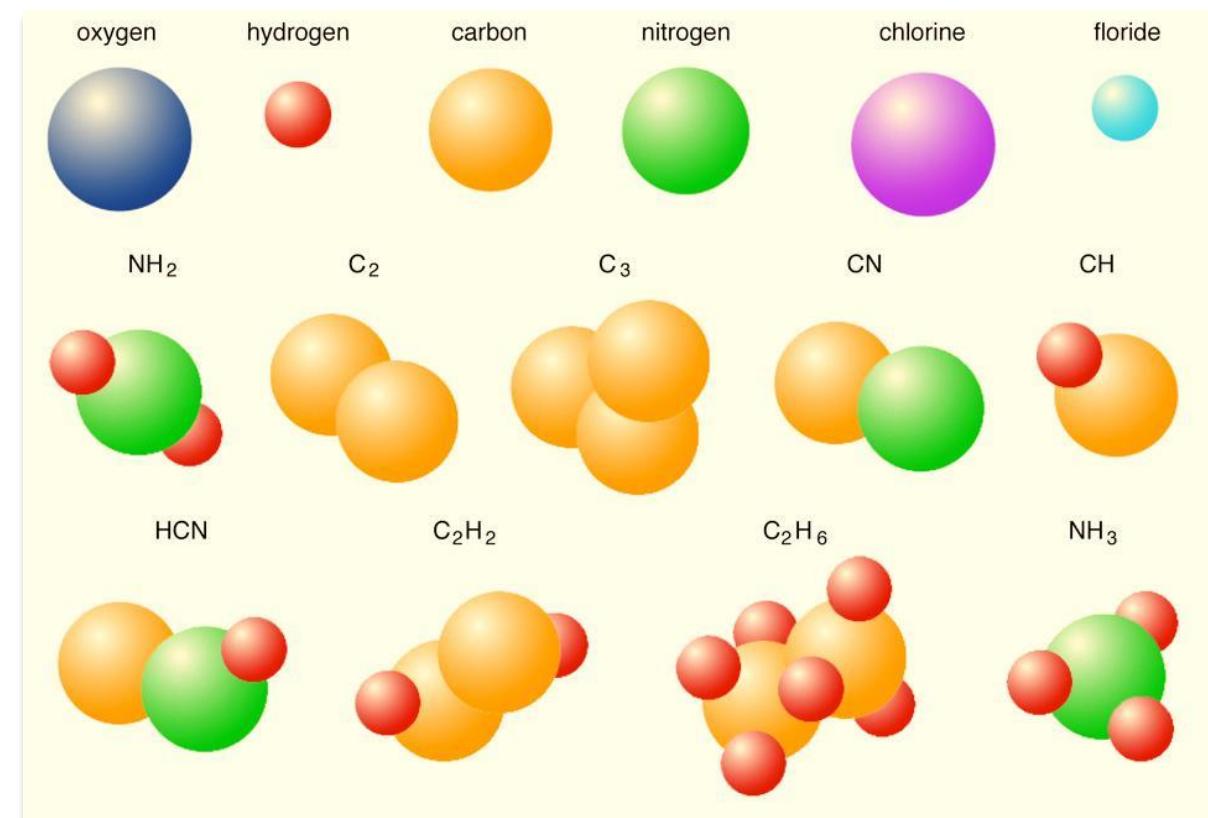
Una molecola è anche caratterizzata da una **ben definita collocazione degli atomi nello spazio**, chiamata **struttura**.



Tra due o più atomi si può formare più di una molecola (ad esempio, H_2O e H_2O_2)

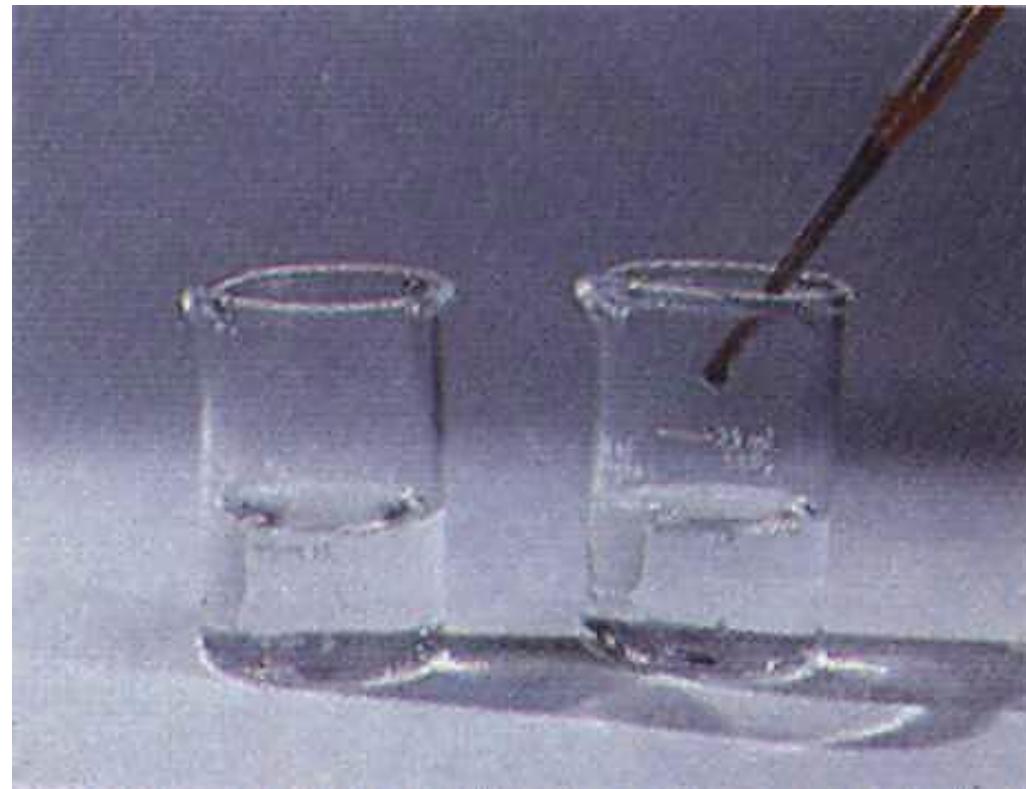
Molecole e ioni

Le **molecole sono dette mono-, bi-, tri-, poli-, ... atomiche** a seconda che siano costituite da 1, 2, 3, ... atomi (*la γ -globulina è costituita da 19.996 atomi*). Le **molecole di sostanze elementari** (H_2 , O_2) sono dette **omonucleari**, mentre **quelle formate da atomi diversi** (NO , CO) sono dette **eteronucleari**.



Gli atomi possono perdere e/o acquistare elettroni: uno **ione** è un atomo o una molecola con carica elettrica intera, positiva (**catione**) o negativa (**anione**). Il solfato di rame è costituito da ioni Cu^{2+} e SO_4^{2-} .

Le proprietà fisiche, chimiche e fisiologiche delle sostanze

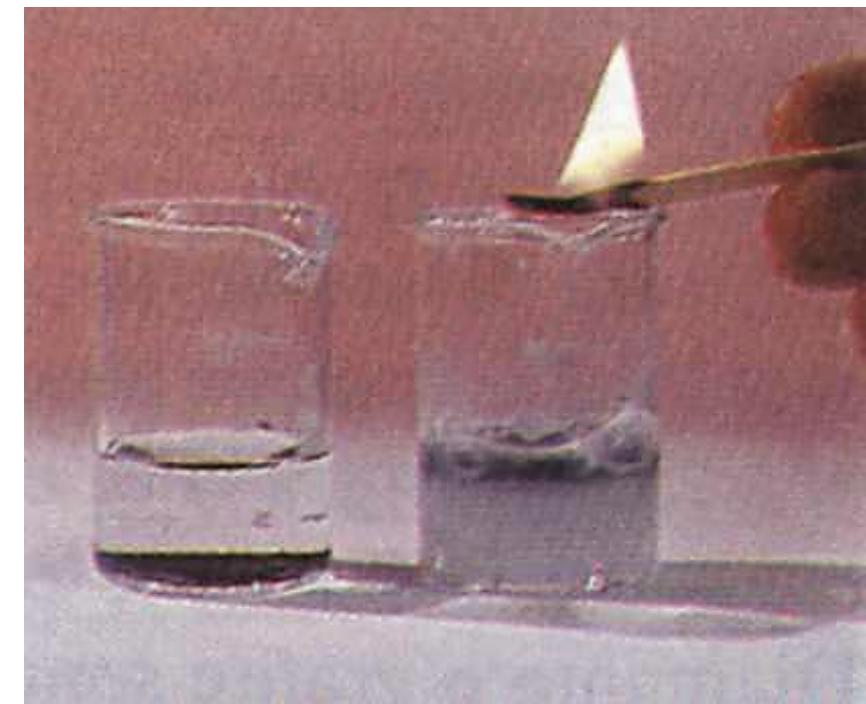
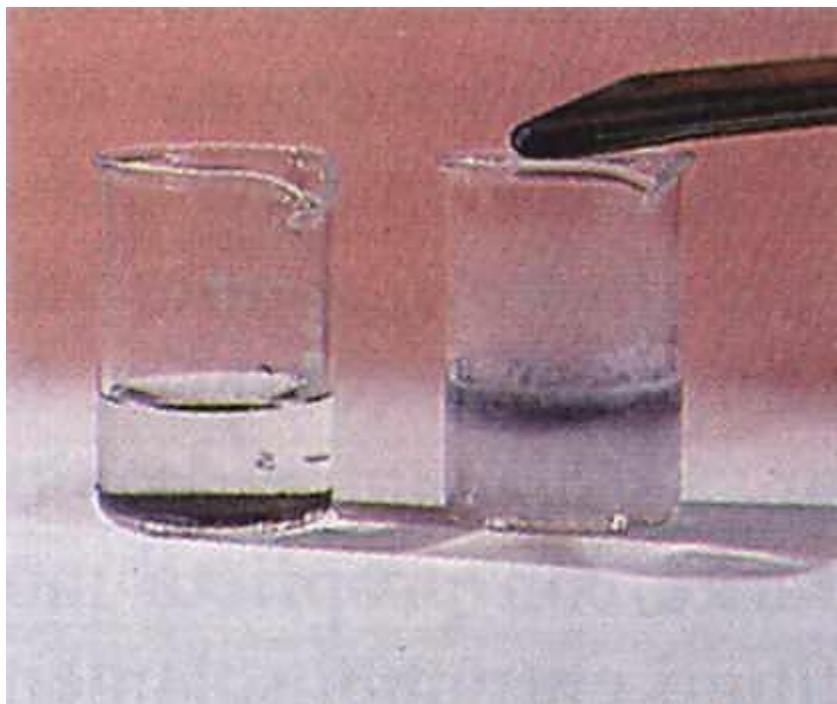


L'acqua (H_2O) bolle a 100°

L'acqua ossigenata (H_2O_2) bolle a 158°



Le proprietà chimiche delle sostanze



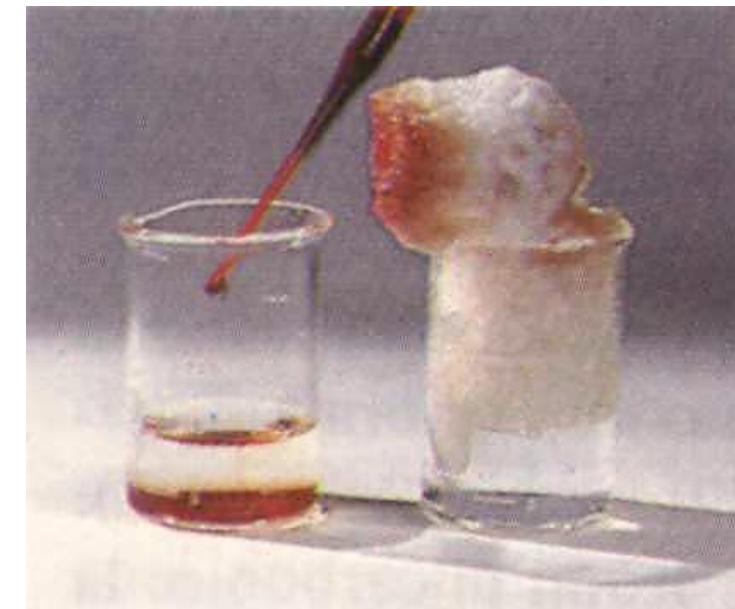
L'acqua non reagisce in presenza di MnO_2
L'acqua ossigenata si decompone

L'ossigeno che si sviluppa accende una brace

Le proprietà fisiologiche delle sostanze

Le gocce di sangue colorano l'acqua

Nell'acqua ossigenata le gocce di sangue
scatenano una reazione violenta



Perché l'acqua ossigenata «frigge» ?

Tutte le cellule viventi producono, durante i loro processi metabolici, tracce di acqua ossigenata. Questa però è una sostanza molto tossica, pertanto viene prontamente trasformata e neutralizzata da reazioni chimiche che avvengono nelle cellule stesse. Uno dei sistemi usati dalle cellule per eliminare l'acqua ossigenata è quella di scomporla, grazie all'enzima catalasi, in acqua e ossigeno. Quando versiamo alcune gocce di acqua ossigenata su cellule lacerate (vegetali o animali, per esempio su una ferita) le molecole di catalasi intervengono in massa a scomporre l'acqua ossigenata. Così si libera molto ossigeno allo stato nascente, che è attivissimo nell'ossidare le sostanze organiche con cui entra in contatto. Nel caso di una ferita trattata con acqua ossigenata, l'ossigeno che si svolge ossida, uccidendoli, i batteri introdotti insieme con lo sporco. Da qui viene la sua azione antisettica (disinfettante).



Le sostanze si possono trasformare: la reazione chimica

La reazione tra ferro e zolfo



Miscela di polveri di Fe e S in una provetta e riscaldare sulla fiamma agitando. Tenere sulla fiamma sino a quando la miscela comincerà a diventare incandescente, a questo punto allontanare la provetta dalla fiamma. Si noterà che l'incandescenza, invece di cessare, si estenderà rapidamente a tutta la massa, questo a causa della reazione esotermica tra lo zolfo e il ferro.



Le sostanze si possono trasformare: la reazione chimica

L'esperienza comune ci insegna che, in condizioni opportune, **le sostanze si possono trasformare**.

Si definiscono **REAZIONI CHIMICHE** quelle **trasformazioni delle sostanze che comportano un cambiamento a livello delle unità fondamentali (atomi, molecole, ioni, a seconda dei casi) che costituiscono una certa sostanza.**



Ritornando al video precedente, chiameremo **reagenti** il ferro (Fe) e lo zolfo (S) e **prodotto** della reazione il solfuro di ferro (FeS).







Misure e grandezze

Fare osservazioni è fondamentale per qualsiasi settore della scienza. Un'osservazione quantitativa (**misura**) consiste sempre di 2 parti: un **numero** ed un termine di riferimento o **unità**.

1. Il Sistema Internazionale di Unità di misura
2. Grandezze estensive e grandezze intensive
3. Energia, lavoro e calore
4. Temperatura e calore
5. Misure precise e misure accurate





1. Misure e grandezze

Le grandezze che si possono misurare sono dette **grandezze fisiche**.

Le grandezze fisiche, nel Sistema Internazionale di Unità (SI) si dividono in **fondamentali** e **derivate**.





1. Misure e grandezze

Secondo il Sistema Internazionale di Unità ci sono sette **grandezze fondamentali**.

Grandezza fisica	Simbolo della grandezza	Nome dell'unità di misura	Simbolo dell'unità di misura
lunghezza	l	metro	m
massa	m	kilogrammo	kg
tempo	t	secondo	s
corrente elettrica	I	ampère	A
temperatura	T	kelvin	K
quantità di sostanza	n	mole	mol
intensità luminosa	i_v	candela	cd





1. Misure e grandezze

Dalle grandezze fondamentali si ricavano le **grandezze derivate**.

Ogni grandezza fondamentale ha una sua unità di misura la cui combinazione fornisce le unità di misura delle grandezze derivate.

Grandezza fisica	Nome dell'unità di misura	Simbolo dell'unità di misura	Definizione dell'unità di misura SI
area	metro quadrato	m^2	
volume	metro cubo	m^3	
densità o massa volumica	kilogrammo al metro cubo	kg/m^3	
forza	newton	N	$\text{N} = \text{kg} \cdot \text{m}/\text{s}^2$
pressione	pascal	Pa	$\text{Pa} = \text{N}/\text{m}^2$
energia, lavoro, calore	joule	J	$\text{J} = \text{N} \cdot \text{m}$
velocità	metri al secondo	m/s	
accelerazione	metro al secondo quadrato	m/s^2	
potenza	watt	W	$\text{W} = \text{J}/\text{s}$
carica elettrica	coulomb	C	$\text{C} = \text{A} \cdot \text{s}$
differenza di potenziale elettrico, forza elettromotrice	volt	V	$\text{V} = \text{J}/\text{C}$
resistenza	ohm	Ω	$\Omega = \text{V}/\text{A}$
frequenza	hertz	Hz	$\text{Hz} = 1/\text{s}$





2. Grandezze estensive e grandezze intensive

Le grandezze che descrivono le proprietà della materia sono di due tipi

- **grandezze estensive**: proprietà che dipendono dalla dimensione del campione;
- **grandezze intensive**: le proprietà fisiche di un materiale che non dipendono dalla dimensione del campione.





2. Grandezze estensive e grandezze intensive

L'unità di misura della lunghezza è il **metro**.

L'unità di misura del tempo è il **secondo**.

Il volume è una grandezza derivata da una lunghezza (elevata al cubo) e la sua unità di misura è il m^3

La **massa** è la misura della resistenza che un corpo oppone alla variazione del suo stato di quiete e di moto.

Sulla Terra il **peso (P)** di un corpo, misurato in newton (**N**), è pari alla forza con cui la sua massa (m) viene attratta dalla Terra secondo la relazione

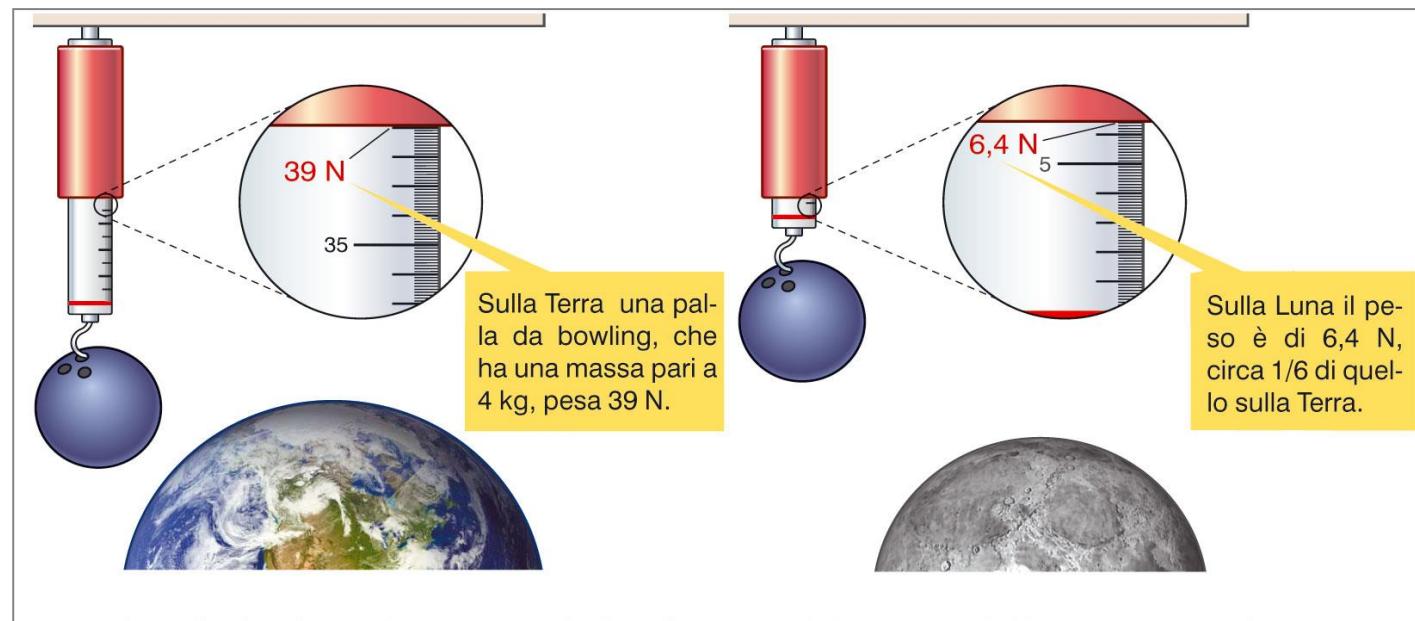
$$P = m \times g$$

dove g è l'accelerazione di gravità ($9,8 \text{ m/s}^2$).



2. Grandezze estensive e grandezze intensive

È possibile determinare il peso di un corpo usando un dinamometro: il peso si ricava per confronto con la forza di richiamo della molla.





2. Grandezze estensive e grandezze intensive

La **densità** (kg/m^3) di un corpo è il rapporto fra la sua massa e il suo volume

$$d = m/V$$

Il **peso specifico** (N/m^3) di un corpo è il rapporto fra il suo peso e il suo volume, ovvero corrisponde al prodotto della densità per l'accelerazione di gravità

$$\text{Ps} = P/V = m \times g/V = d \times g$$





3. Energia, lavoro e calore

L'energia è la capacità di un corpo di compiere un lavoro e trasferire calore.

Il **lavoro** è il prodotto della forza per lo spostamento

$$L = f \times s$$

nel SI l'unità di misura è il **joule (J)**.

Il lavoro si misura anche in calorie: $1\text{ cal} = 4,186\text{ J}$.





3. Energia, lavoro e calore

È possibile distinguere l'energia in:

energia cinetica: l'energia associata al movimento dei corpi

$$E_c = \frac{1}{2} m \times v^2$$

energia potenziale: l'energia posseduta dai corpi in virtù della loro posizione o composizione.

$$E_p = m \times g \times h$$





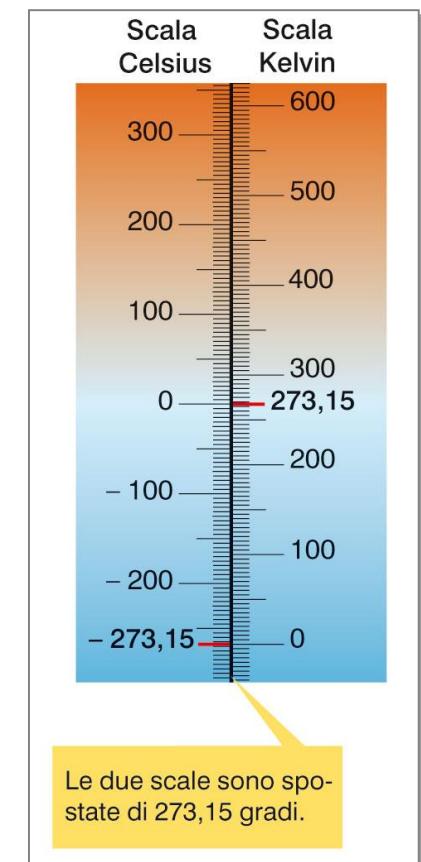
4. Temperatura e calore

La **temperatura** è una grandezza intensiva che ci fornisce una misura di quanto un corpo è caldo o freddo. Lo strumento utilizzato per misurare la temperatura è il termometro.

Le scale più usate sono

- **scala Celsius (° C)**
- **scala Kelvin (K)**

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





4. Temperatura e calore

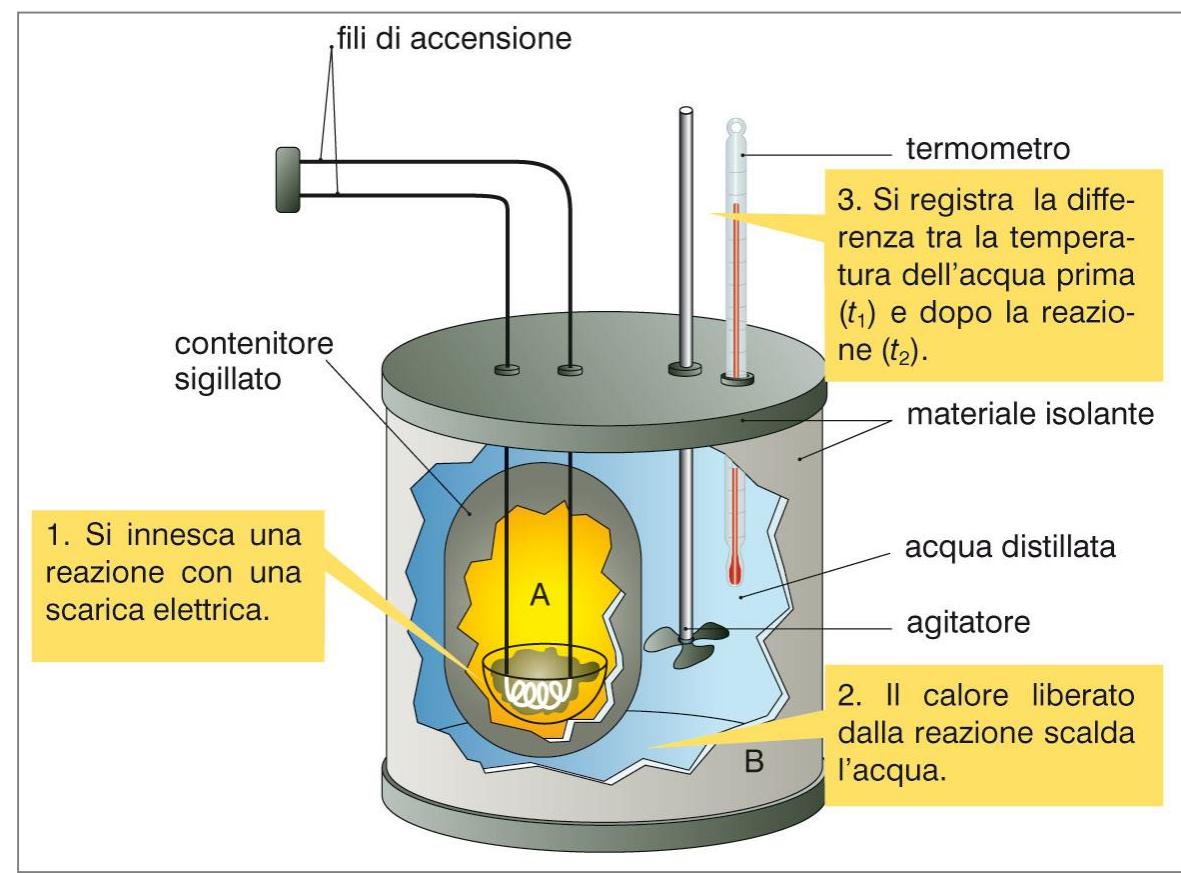
Il **calore** è un trasferimento di energia tra due corpi che si trovano inizialmente a temperature diverse.

Il **calore specifico** è la quantità di energia assorbita (o ceduta) da 1 kg di materiale durante un aumento (o diminuzione) di temperatura di 1 K.



4. Temperatura e calore

Lo strumento che consente di misurare la quantità di calore è il **calorimetro**.



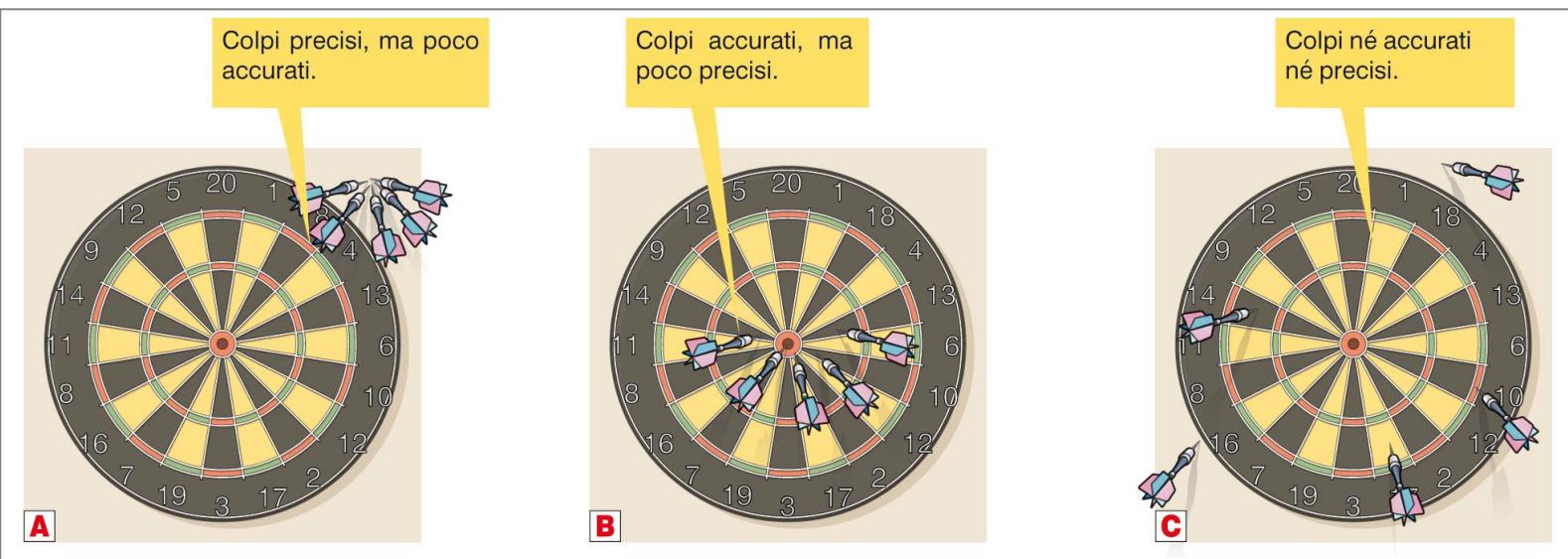
5. Misure precise e misure accurate

Ogni misura può essere accompagnata da errori.

Ne esistono di **due tipi**:

- **sistematici**, ad es. a causa di strumenti di cattiva qualità;
- **accidentali**, a causa di cambiamenti delle condizioni durante la misurazione.

Cercando di ridurre al minimo questi due tipi di errore si può ottenere una **misura accurata**.





5. Misure precise e misure accurate

Il valore più attendibile di una misura si ottiene calcolando la **media aritmetica** dei risultati delle misure.

L'incertezza del valore più attendibile è **l'errore assoluto**, ovvero la differenza tra il massimo e il minimo valore misurato.

Si può calcolare anche **l'errore relativo**, dato dal rapporto tra l'errore assoluto e la media.





5. Misure precise e misure accurate

Si definiscono le **cifre significative** tutte le cifre di una misurazione più la prima cifra incerta.

E' fondamentale indicare l'incertezza tutte le volte in cui si esprime il risultato di una misura.

Questo viene fatto indicando sempre le cifre certe e la prima cifra incerta, ovvero le cifre significative.

Numero	Cifre significative
0,0708	3
0,708	3
70,8	3
70,80	4

Le cifre significative si indicano secondo le seguenti regole:

- tutti i numeri diversi da zero si considerano cifre significative;
- gli zeri a sinistra della prima cifra significativa non sono significativi;
- gli zeri terminali, a destra di una cifra decimale diversa da zero sono cifre significative;
- il numero di cifre significative non varia cambiando l'unità di misura.

