



Scienze Integrate "Chimica"
primo anno

Per collegarsi ai link cliccate sui QR

anteprima 50 pagine

PRESENTAZIONE

I docenti che hanno curato l'edizione di questo volume hanno inteso impostare lo studio della chimica focalizzando l'attenzione su argomenti ritenuti essenziali, cercando di utilizzare un linguaggio capace di incuriosire e affascinare gli allievi e nello stesso tempo semplice e coerente con l'età dei destinatari, senza però tralasciare la rigore che si deve allo studio di una disciplina scientifica.

Il primo volume è costituito da sette moduli ed inizia con lo studio della materia dal punto di vista macroscopico passando poi al microscopico attraverso un percorso storico che conduce alla comprensione dell'intima struttura della stessa. Prosegue con lo studio della reattività degli elementi attraverso la comprensione della tavola periodica e continua con l'introduzione del concetto fondamentale di legame chimico, propedeutico alla presentazione del mondo delle molecole e "del loro nome" fino a fornire i primi rudimenti di stechiometria.

Ogni argomento teorico sviluppato trova una sua corrispondenza ed un suo approfondimento nel volume dedicato alle esperienze di laboratorio.

In allegato al testo è fornito anche un eserciziario con una sezione dedicata alla preparazione dei Giochi della Chimica, al fine di avvicinare gli allievi a questo tipo di manifestazioni culturali.

Il Dipartimento di Chimica
dell'ITIS "E. MAJORANA" di BRINDISI

Il testo è stato scritto in collaborazione dai docenti dell'IISS "E. Majorana" di Brindisi:

Prof.ssa Serio Maria Rosaria (Capitoli 1, 2, 3)

Prof.ssa Vinjau Beatrice (Capitoli 5,6)

Prof. Margarito Gioacchino (Capitolo 6)

Prof. Fiorentino Giuseppe (Capitolo 4,7)

Con la collaborazione delle professoresse:

Claudia Trisolini dell' I.I.S.S. "E. Majorana" Martina Franca (TA)

Roberta Salerno dell' I.S.S. "Don Geremia Piscopo" Arzano (NA)

Introduzione 5**Modulo 1 “Le grandezze fisiche”9**

- 1.1 Grandezze e misure 9**
 - 1.1.1 le grandezze e le loro misure 9
 - 1.1.2. unità di misura 10
 - 1.1.3 misure di grandezze 11
- 1.2 Elaborazione delle misure e teoria dell'errore. 13**
 - 1.2.1 errori di misura 13

Modulo 2 “La Materia”17

- 2.1 La materia: proprietà e classificazione in base alla composizione e gli stati di aggregazione 17**
 - 2.1.1. proprietà della materia 18
 - 2.1.2. classificazione della materia 18
 - 2.1.3. metodi fisici di separazione 22
- 2.2 Trasformazioni fisiche e chimiche 24**
 - 2.2.1 trasformazioni fisiche 24
 - 2.2.2 trasformazioni chimiche 26

Modulo 3 “L’atomo”33

- 3.1 Leggi della chimica e primo modello atomico . 35**
 - 3.1.1. quali sono le prime leggi della chimica 35
 - 3.1.2. modello atomico di Dalton 35
- 3.2 I componenti dell’atomo e i modelli atomici classici 37**
 - 3.2.1. I fenomeni elettrici 37
 - 3.2.2. Modelli atomici classici 41
- 3.3 Modelli atomici quantistici semiclassici e modelliatomici quanto-meccanici 45**
 - 3.3.1. modelli atomici quantistici semiclassici 45
 - 3.3.2. modelli atomici quanto-meccanici 51
- 3.4 Numero atomico, numero di massa, isotopi, massa atomica e molecolare 57**
 - 3.4.1. numero atomico 57
 - 3.4.2. numero di massa atomica 57
 - 3.4.3 gli isotopi 57
 - 3.4.4 massa atomica e molecolare 58
- 3.5 La simbologia chimica 61**
 - 3.5.1. La simbologia chimica 61

Modulo 4 “La configurazione elettronica”... 67

- 4.1 Numeri quantici e distribuzione degli elettroni nell’atomo 67**
 - 4.1.1. i numeri quantici 67
 - 4.1.2. configurazione elettronica degli elementi 68

Modulo 5 “ Gli elementi”75

- 5.1 Mendeleev e la tavola periodica 75**
 - 5.1.1. Mendeleev e la tavola periodica 75
- 5.2 Le proprietà periodiche 82**
 - 5.2.1. le proprietà periodiche 82
 - 5.2.2. l'importanza della tavola periodica 88
- 5.3 Alcune situazioni particolari 90**
 - 5.3.1 alcune situazioni particolari 90

Modulo 6 “Le Molecole”97

- 6.1 Il mondo delle molecole 97**
- 6.2 I legame 100**
 - 6.2.1. il legame chimico 100
 - 6.2.2. quando gli elettroni sono liberi 105
 - 6.2.3. quando le molecole si legano tra loro 105
- 6.3 La nomenclatura 107**
 - 6.3.1. il nome delle molecole 107

Modulo 7 “Le reazioni chimiche”145

- 7.1 Le reazioni chimiche 145**
 - 7.1.1. le leggi ponderali 145
 - 7.1.2. reagenti e prodotti 147
 - 7.1.3. classificazione delle reazioni chimiche 148
 - 7.1.4. bilanciamento delle reazioni chimiche 152
 - 7.1.5. la mole 156
- 7.2 La Stechiometria 159**
 - Tavola Periodica 167

INTRODUZIONE

Cosa è la Chimica?

Chimica è una parolaccia?

"Si direbbe di sì, a giudicare dalle reazioni della opinione pubblica che associa i pesticidi chimici all'inquinamento delle acque, gli additivi chimici alla contaminazione dei cibi, le industrie chimiche agli incidenti..."

Giorgio Nebbia, Airone, Settembre 1998

La chimica gode di una cattiva reputazione anche presso gli studenti perché è ritenuta una disciplina astrusa e difficile. Tale reputazione è immeritata: studiare ed imparare la Chimica non solo non è impossibile, ma può essere anche stimolante e bello!

- La Chimica si occupa di fatti reali e concreti
- La Chimica è ragionamento e non nozionismo

La Chimica ci aiuta a comprendere com'è fatto il mondo che ci circonda. La Chimica è ovunque, nella natura come negli oggetti fabbricati dall'uomo e con i quali conviviamo. Senza la Chimica come sarebbe possibile realizzare nuovi materiali? Creare nuovi farmaci? Restaurare un'opera d'arte? Monitorare l'inquinamento? Sfruttare varie forme di energia? Controllare la qualità di un alimento? La Chimica è al centro dello sviluppo delle nuove tecnologie e dell'avanzamento della Scienza in generale.

QUINDI...

Alla domanda iniziale (*cosa è la chimica?*) possiamo rispondere in questo modo:

- La chimica è Scienza
- La chimica è Ambiente
- La chimica è Vita
- La chimica è Industria



Video: la chimica intorno a noi

Cosa significa che la chimica è Scienza?

La Chimica è parte integrante della scienza moderna; ne condivide il metodo sperimentale, proprio di tutte le scienze. Progredisce nel tempo perché usa le scoperte e i concetti che provengono dalle altre scienze (Fisica ad esempio) ed a sua volta, fornisce strumenti teorici e sperimentali alle altre scienze. Non è possibile studiare la Biologia o la Geologia senza una profonda comprensione dei fenomeni chimici.

La Chimica cerca di capire e spiegare le proprietà della materia riferendosi alla scala atomica, cioè in termini di particelle piccolissime (*gli atomi e le molecole*). Le proprietà e il comportamento delle sostanze dipendono non solo da quali tipi di atomi (*elementi*) sono fatte, ma ancor più dal modo in cui *gli atomi si legano fra di loro*.

La Chimica è un'unica materia, ma può essere affrontata in molti modi. Si usa dividerla in diversi rami:

- La *Chimica organica* si occupa dei composti del Carbonio (Il Carbonio forma un enorme numero di composti).
- La *Chimica inorganica* comprende tutti gli altri elementi.
- La *Chimica fisica* studia le leggi generali delle strutture, delle reazioni e degli equilibri. Comprende anche lo studio delle interazioni della materia con la luce e altri agenti fisici, e fornisce tecniche per la ricerca in questi campi.
- La *Chimica analitica* risponde alle domande che più spesso sono fatte ai chimici:

Che cosa c'è in questo? (*analisi qualitativa*)

Quanto ce n'è? (*analisi quantitativa*).

- La *Chimica biologica* (o Biochimica) studia la chimica degli esseri viventi. I biochimici utilizzano i concetti e gli strumenti di tutti i rami della Chimica applicandoli nel campo specialissimo della Vita.

Cosa significa che la chimica è Vita?

La vita è basata sulla chimica, ma che cosa è la vita? Gli uomini provano e proveranno sempre a dare una risposta a questa domanda attraverso la *filosofia*, la *religione*, la *poesia*, l'*arte* e, naturalmente, anche la *scienza*.

Con le attuali conoscenze scientifiche si può affermare che la vita di tutti gli esseri viventi (dai batteri all'uomo) è basata su una rete di scambi di messaggi chimici.

Tutte le funzioni vitali, dalla respirazione alla riproduzione, dal metabolismo (complessa rete di reazioni e di scambi di materia che regola la biosintesi e la degradazione delle molecole biologiche e dalla quale si trae *l'energia* necessaria per i processi vitali) alla vista, e finanche la possibilità di captare odori e sapori, di provare dolore e piacere, di imparare ed emozionarsi sono l'effetto di una serie di **reazioni chimiche**.

Cosa significa che la chimica è Ambiente?



Nella percezione comune, la responsabilità principale del dissesto ecologico, che contraddistingue il nostro mondo, è da addebitare alla chimica.

Ma senza la chimica l'ambiente stesso non potrebbe mai essere risanato.

La chimica quindi è allo stesso tempo causa e soluzione dell'inquinamento che rappresenta purtroppo **il prezzo**, forse troppo **alto**, che **l'umanità deve pagare al progresso**. E' compito degli uomini e delle donne trovare i migliori compromessi fra vantaggi e rischi.

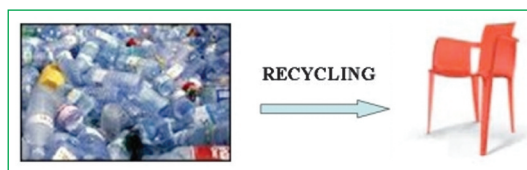
La chimica può aiutare l'ambiente "*curandolo*".

Infatti un'approfondita conoscenza chimica può intervenire nell'individuazione e nella valutazione del rischio ambientale e nella ricerca dell'opportuno "*vaccino*". Si pensi all'importanza della chimica negli impianti di depurazione (**per esempio delle acque reflue**) o nell'**abbattimento di fumi e polveri** da impianti industriali o dalla marmitta della nostra auto.

Tutti vorrebbero preservare l'ambiente, ma se da un lato è evidente che il consumo smodato delle risorse del nostro pianeta, dovuto anche al continuo incremento della popolazione che abita la Terra, ed una politica industriale poco sensibile all'ambiente, contribuiscono in modo rilevante all'inquinamento che, appartiene globalmente al nostro pianeta, è altresì ancor più evidente che oggi nessuno di noi sarebbe disposto a rinunciare ai benefici derivanti dal progresso chimico nell'**industria** (**farmaci**, **carburanti**, oggetti di varie forme e funzioni, realizzati in **materiale plastico**)

E' possibile conciliare queste due richieste?

Probabilmente sì, sarebbe infatti possibile intervenire nella catena produttiva con un "occhio" più attento alla salvaguardia dell'ambiente, modificando i cicli produttivi più inquinanti e sostituendoli con nuove tecnologie più pulite, sviluppare nuovi prodotti, la cui degradazione nell'ambiente sia più facile e relativamente veloce (plastiche biodegradabili) o siano ottimizzati per un successivo riciclo.



Si dovrebbe in sostanza incrementare la ricerca e le relative risorse a lei destinate.

"Ecocompatibilità, riconversione della materia, risparmio energetico e nuove applicazioni sono le basi su cui la chimica necessariamente si dovrà muovere nell'opera di prevenzione e salvaguardia del territorio e delle risorse".

Cosa significa che la chimica è Industria?

L'industria chimica produce i beni che fanno il nostro benessere. Le **materie plastiche** sono economiche, sicure, leggere. Servono per fare *borse, bottiglie, casalinghi, arredi, giocattoli, componenti per industrie automobilistiche ed elettroniche, parti di apparecchi*. I **farmaci**, naturali e sintetici, ci permettono di vivere a lungo e in buona salute. I **coloranti** rendono vivaci e allegrano vestiti, pareti, automobili.



Paraurti di plastica ad alta resistenza

Materiali ad alte prestazioni ci permettono di stare al caldo e al freddo, in ambienti umidi e secchi, di andare sottoterra e nello spazio, di volare a velocità supersonica. I semiconduttori hanno consentito la costruzione di computer come quello che usiamo giornalmente.



Anche le industrie non chimiche utilizzano tanta Chimica.

- **L'industria energetica** è in gran parte di natura chimica
- **L'industria dell'auto, delle costruzioni, quella tessile**, hanno bisogno della Chimica

L'industria chimica lavora per la salvaguardia dell'ambiente sviluppando nuove tecnologie più pulite e più sicure, per se stessa e per altre industrie: processi biotecnologici, catalizzatori, membrane, impianti di desolfurazione di carburanti, processi di riciclo dei rifiuti e prodotti innovativi.

La chimica nella vita quotidiana

prodotti e i processi chimici fanno parte della nostra vita quotidiana; li troviamo ovunque e in qualsiasi cosa noi facciamo: nell'igiene personale, quando mangiamo, passeggiamo, giochiamo, studiamo, ci divertiamo, suoniamo, respiriamo.

La chimica è ovunque: la ritroviamo nei saponi, nel dentifricio, nelle scarpe che indossiamo, nei vestiti, nei colori che ci circondano, nei dispositivi elettronici che ci semplificano la vita, negli utensili da cucina, nelle automobili, nella playstation, nell'aria, negli strumenti musicali. Siamo noi stessi un prodotto chimico e viviamo mediante processi chimici.

Se non ci fosse la chimica noi non potremmo indossare i caschi (*polistirene e fibra di vetro*); non potremmo avere una bicicletta (*18 materiali plastici*).

Non potremmo scrivere e leggere: una semplice penna stilografica è costituita da *plastica* e da *inchiostro*.

Quest'ultimo è un prodotto chimico e senza di esso non avremmo le banconote, i libri, giornali, riviste, carte di credito. Inoltre gli inchiostri rallegrano il mondo mediante poster, stampe, etichette, pubblicità. La carta stessa è un prodotto chimico: essa è ottenuta mediante un processo chimico (il *silicato di sodio* e l'*acido fumarico* sono utilizzati per dare brillantezza e resistenza all'acqua, l'*ipoclorito di sodio* e il *clorato di calcio* servono per sbiancarla; il *diossido di titanio* serve per renderla opaca).

Gli strumenti musicali sono fatti da tanti prodotti chimici: i fili della chitarra sono di *nylon*, i tasti bianchi del pianoforte non sono più di *avorio* (ricavato dagli elefanti) ma sono di un materiale chimico sintetico che sembra avorio; i pianoforti sono fatti da *poliestere* ad elevata brillantezza anziché in legno. I CD hanno una base in policarbonato; lo stereo contiene dei chip in *silicio*, estratto dalla sabbia normale (ottimo conduttore di calore ed elettricità). Sono molti i materiali che hanno migliorato la nostra vita: il *teflon* ad esempio è un materiale plastico antiaderente e resistente, utilizzato come:

- 1) rivestimento per padelle (antiaderenti), forni e lattine di latta per alimenti;
- 2) componente termoisolante nei guanti da barbecue, nelle tute antincendio, nei cuscinetti e i giunti dei motori delle automobili
- 3) componente antiadesivo per non fare attaccare il ferro da stiro ai vestiti.
- 4) componente nella ricostruzione delle arterie in chirurgia

La *schiuma poliuretanica* è utilizzata nei materassi che si adattano alla forma anatomica, ammortizzano e sostengono indipendentemente dalla posizione assunta o dalla frequenza con cui ci si muove ed è presente in tanti prodotti come i tappetini da ginnastica, le attrezzature da palestra, le scarpe.

La chimica opera su tre livelli di osservazione, conoscenza e descrizione:

Il livello macroscopico: i fenomeni possono essere osservati direttamente con nostri occhi

Il livello microscopico: permette di spiegare a livello molecolare i sistemi macroscopici (tutta la materia è costituita da molecole costituite a loro volta da atomi)

Il livello simbolico: i fenomeni chimici sono indicati mediante simboli ed equazioni
(questo livello rappresenta il tramite tra gli altri due).



Video: vivere senza chimica

In conclusione la grande domanda è: perché è importante studiare la chimica?

Forse perché studiare la chimica è un modo per acquisire una migliore comprensione del mondo e delle trasformazioni che in esso avvengono continuamente.

E ancora: ma non si può vivere ugualmente bene senza comprendere il mondo e le sue trasformazioni?

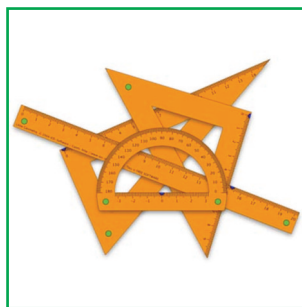
Si può vivere bene ma non UGUALMENTE bene ! Prova a camminare con degli occhiali scuri, talmente scuri che ti impediscono di scorgere le cose più belle, magari più nascoste, quelle che non tutti possono vedere. Poi togli gli occhiali e scopri un mondo diverso... più colorato... quello che solo tu puoi vedere...



Esercizio

1) Prova a metterti in una stanza della tua casa, annota un certo numero di oggetti che ci sono: tutto quello che annoti è un prodotto chimico, cerca di capire attraverso delle ricerche , quali materiali compongono i relativi oggetti.

anteprima 50 pagine



MODULO 1

Le grandezze Fisiche

Quante volte, ogni giorno, utilizziamo il metro, i secondi, i kilogrammi... Ma forse non sappiamo quante menti di uomini ingegnosi hanno dato un senso a quei simboli per noi scontati.

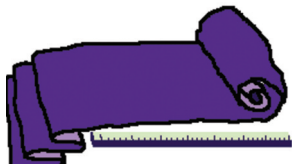
- 1.1 Grandezze e misure
- 1.2 Elaborazione delle misure e teoria dell'errore
- Esercizi

Unità 1.1

Grandezze e misure

1.1.1 LE GRANDEZZE E LA LORO MISURA

Cosa vuol dire **misurare**? Misurare vuol dire confrontare.

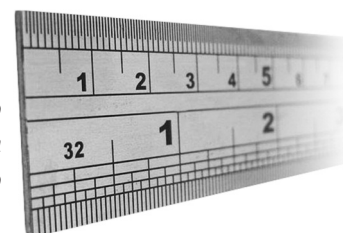


Per esempio: per misurare la larghezza di un tavolo prendiamo un **unità di misura** e vediamo quante volte questa è contenuta nella larghezza del tavolo.



E che cos'è un'unità di misura?

Un'unità di misura è quella grandezza che consideriamo come riferimento unitario (cioè a cui diamo valore 1) e con la quale confrontiamo la **dimensione** dell'oggetto che vogliamo misurare



Le proprietà misurabili sono dette **grandezze fisiche**. Esse si suddividono in **Grandezze fondamentali** e **Grandezze derivate**. Per misurare un oggetto dobbiamo scegliere una **unità di misura** e misurare una grandezza, vuol dire stabilire quante unità di misura sono contenute al suo interno.

La misura di una grandezza è sempre data da un valore numerico e da una unità di misura (es. massa = 65 kg –chilogrammi-; altezza 1,6 m –metri-).

Le **GRANDEZZE FONDAMENTALI** sono indipendenti e non derivano da altre grandezze.

Grandezza fondamentale	Unità di misura	Simbolo
Lunghezza	Metro	m
Massa	Chilogrammo	kg
Tempo	Secondo	s
Temperatura	Kelvin	K
Corrente elettrica	Ampere	A
Intensità luminosa	Candela	cd
Quantità di sostanza	Mole	mol

Sistema Internazionale delle Unità di Misura (SI)

Le **GRANDEZZE DERIVATE**

si ottengono dalla composizione delle grandezze fondamentali.

Ad es.:

- *Superficie*
(prodotto di due lunghezze unità di misura m^2)
- *Volume* (prodotto di tre lunghezze m^3)
- *Velocità*
(rapporto tra una lunghezza ed un tempo
unità di misura m/s)
- *Densità*
(rapporto tra una massa e volume Kg/m^3)
ecc...

Grandezza derivata	Unità di misura	Simbolo
Area	metro quadrato	m^2
Volume	metro cubo	m^3
Velocità	metro al secondo	m/s
Accelerazione	metro al secondo quadrato	m/s^2
Densità	chilogrammo per metro cubo	kg / m^3
Concentrazione	mole per metro cubo	mol / m^3
Forza	newton	N
Pressione	pascal	Pa
Energia, lavoro e quantità di calore	joule	J

1.1.2 UNITA' DI MISURA

Multipli e sottomultipli

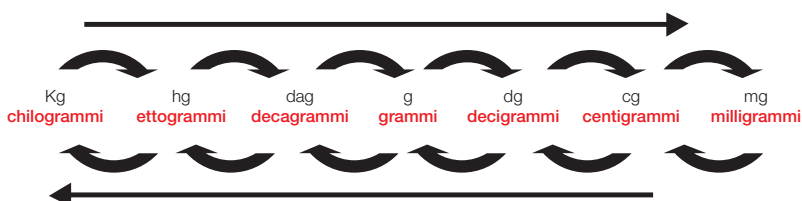
Gli oggetti potranno essere molto piccoli oppure molto grandi, pertanto le relative misure delle grandezze dovranno essere descritte da multipli e sottomultipli e dalla notazione esponenziale (descritta successivamente), che permettono una descrizione più semplificata della stessa grandezza e della sua relativa misura. Immaginate quanti numeri dovremmo scrivere se dovessimo esprimere nell'unità di misura della massa (Kg) la Massa della Terra (circa 6 milioni di miliardi di miliardi di chilogrammi 6.000.000.000.000.000.000.000 Kg), o quella dell'atomo (ordine di grandezza di quello più pesante circa 3 milionesimi di miliardesimi di miliardesimi di chilogrammi 0,0000000000000000000003 Kg)

Prefisso	Valore	Simbolo	Nome
tera	10^{12}	T	Trilione
giga	10^9	G	Miliardo
mega	10^6	M	Milione
kilo	10^3	k	Mille
etto	10^2	h	Cento
deca	10^1	da	Dieci
deci	10^{-1}	d	Decimo
centi	10^{-2}	c	Centesimo
multi	10^{-3}	m	Millesimo
micro	10^{-6}	μ	Milionesimo
nano	10^{-9}	n	Miliardesimo
pico	10^{-12}	p	Milimiliardesimo

Prefissi e relativi simboli indicanti i multipli e i sottomultipli delle unità di misura

Unità di misura della massa

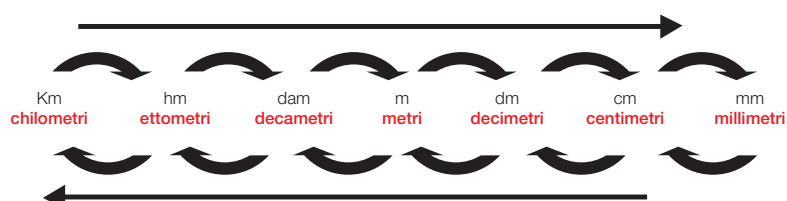
Passando da una unità più grande ad una più piccola **moltiplico per 10**, spostando la virgola verso destra di un posto



Passando da una unità più piccola ad una più grande **divido per 10**, spostando la virgola verso sinistra di un posto.

Unità di misura della lunghezza

Passando da una unità più grande ad una più piccola **moltiplico per 10**, spostando la virgola verso destra di un posto



Passando da una unità più piccola ad una più grande **divido per 10**, spostando la virgola verso sinistra di un posto

Passando da una unità più grande ad una più piccola **moltiplico per 100**, spostando la virgola verso destra di due posti



Passando da una unità più piccola ad una più grande **divido per 100**, spostando la virgola verso sinistra di due posti

Passando da una unità più grande ad una più piccola **moltiplico per 1000**, spostando la virgola verso



Passando da una unità più piccola ad una più grande **divido per 1000**, spostando la virgola verso sinistra di tre posti

Volume dei liquidi spesso espresso in:

$$1 \text{ m}^3 = 1000 \text{ L}$$

$$1 \text{ dm}^3 = 1 \text{ L}$$

$$1 \text{ cm}^3 = 1 \text{ ml}$$

1.1.3 MISURE DI GRANDEZZE

Notazione esponenziale

Quando si devono utilizzare numeri troppo grandi (es. la distanza Terra Sole, pari a 149 000 000 km) o troppo piccoli (es. il raggio dell'atomo di idrogeno, pari a 0,0000000529 mm), si vengono ad avere molti zeri, che complicano la lettura e le operazioni.

Con la **notazione esponenziale** o **scientifica**: qualsiasi numero si può rappresentare come il prodotto di un altro numero compreso fra 1 e 10 per una potenza di 10 positiva o negativa.

$$0,0000000529 \text{ mm} = 5,29 \cdot 10^{-8} \text{ mm} = 52,9 \text{ nmm (pm picometri)};$$

$$149\,000\,000 \text{ Km} = 1,49 \cdot 10^8 \text{ Km} = 149 \text{ Mkm (Tm Terametri)}$$

L'esponente della potenza, detto **ordine di grandezza** del numero, è dato dal numero di posti di cui è stata spostata la virgola rispetto al numero originale

OSSERVA

Lo spostamento della virgola verso destra comporta un esponente negativo.

$$\underline{0,0000000529} \rightarrow = 5,29 \times 10^{-8}$$

Lo spostamento della virgola verso sinistra comporta un esponente positivo

$$\leftarrow \underline{149000000} = 1,49 \times 10^8$$

PROVA TU: 34500000; 378800000000; 0,000000215; 0.997

Misure di distanza, superficie, volume

Misura con **metodo diretto**: la grandezza da misurare viene direttamente misurata con un'unità di misura appropriata alle sue dimensioni.

La scelta dello strumento di misura dipende dalla *quantità* da misurare e dalla *precisione* richiesta.

Ogni strumento di misura è caratterizzato da una **portata**, che corrisponde alla *massima misura eseguibile con lo strumento*; e da una **sensibilità**, uguale alla *minima misura leggibile sullo strumento stesso*.

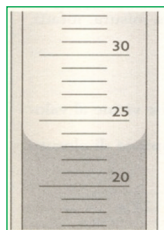


Si definisce **metro** la distanza tra due tacche incise su di una sbarra metallica conservata nell'Ufficio Internazionale dei Pesi e delle misure di Sèvres, presso Parigi.

Dal 1983 il metro è stato ridefinito come la distanza percorsa dalla luce nel vuoto in $1/299792458$ -esimo di secondo circa, quasi un trecentomillesimo di secondo.

Misura della superficie: se l'oggetto ha forma regolare, si ricorre alle formule della geometria; se l'oggetto invece ha forma irregolare si ricorre a particolari metodi diretti come ad es. il metodo della carta millimetrata

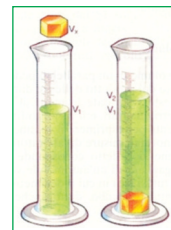
Misura del volume: se l'oggetto è un solido regolare, si ricorre al metodo geometrico; se l'oggetto è un liquido si ricava invece dal volume del recipiente occupato.



Il volume del liquido si legge all'altezza del livello inferiore del **menisco**.

Nell'esempio $V = 23 \text{ ml}$

Se il solido ha forma irregolare il volume si misura
in modo indiretto **per spostamento di liquido**.



anteprima 50 pagine

Unità 1.2

Elaborazione delle misure e teoria dell'errore

1.2.1 ERRORI DI MISURA

Qualsiasi misura è sempre affetta da errore, qualunque sia l'operatore, la sensibilità dello strumento o il metodo impiegato. Le misure non sono quindi mai **esatte**, possono però essere più o meno **precise** a seconda della procedura e degli strumenti utilizzati.

L'**incertezza** di una misura dipende dalla sensibilità dello strumento usato.

Effettuiamo ad esempio, **una singola misura** di un libro con un righello di sensibilità 1 mm.

La lunghezza è compresa tra 27,1 e 27,2 cm, ovvero $27,1 < L < 27,2$

Il valore inferiore è approssimato per difetto (L_d), mentre quello maggiore è approssimato per eccesso (L_e). Il valore più probabile della misura corrisponde allora al valore medio (L_m)

Il valore **più probabile** della misura corrisponde allora al valore medio (L_m)

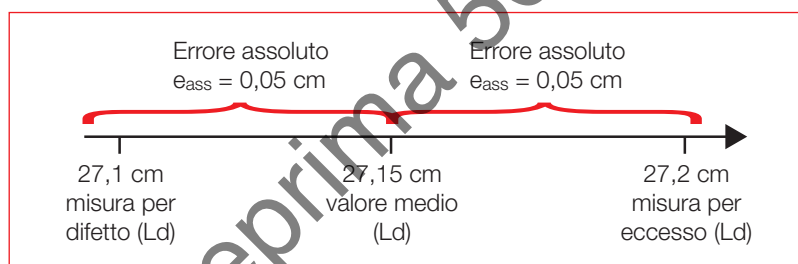
$$L_m = \frac{L_e + L_d}{2} = \frac{27,1 \text{ cm} + 27,2 \text{ cm}}{2} = 27,15 \text{ cm}$$

1.2.2 Errore assoluto (e_{ass})

Nel caso di una misura singola l'errore assoluto è pari a metà della sensibilità dello strumento utilizzato.

Nel caso di più misure è pari alla differenza tra il valore massimo misurato e quello minimo diviso per due. Il valore medio presenta un'incertezza pari al suo errore assoluto.

La misura si indica quindi come: $L = L_m \pm e_{\text{ass}}$



Il valore reale della grandezza è compreso tra $(L_m + e_{\text{ass}})$ e $(L_m - e_{\text{ass}})$.

L'errore assoluto va espresso nella stessa unità di misura della grandezza misurata.

Nel nostro caso avremo: $L = (27,15 \pm 0,05) \text{ cm}$

L'errore assoluto indica **l'intervallo** in cui posso trovare valori validi.

1.2.3 Errore relativo (e_{rel})

L'errore assoluto non è sufficiente per valutare la precisione di una misura, in quanto questa dipende anche dalla quantità che deve essere misurata.

Un errore assoluto di 0,5 mm è **accettabile** per la misura di un libro, e **trascurabile** per quella di una stanza, è **inaccettabile** per la misura di una lamina metallica.

Si ottiene invece una valutazione quantitativa della precisione considerando **l'errore relativo (e_{rel})** dato dal **rapporto tra l'errore assoluto e la grandezza da misurare (o il suo valore medio)**.

$$e_{\text{rel}} = \frac{E_{\text{ass}}}{L_m}$$
 Essendo il rapporto tra due quantità con la stessa unità di misura, l'errore relativo è un numero puro, ovvero una grandezza adimensionale

Calcoliamo adesso l'errore relativo che otteniamo misurando il libro lungo 27,15 cm con un errore assoluto di 0,05 cm

$$e_{\text{rel}} = \frac{e_{\text{ass}}}{L_m} = \frac{0,05 \text{ cm}}{27,15 \text{ cm}} = 0,0018$$

Calcoliamo poi l'errore relativo compiuto misurando, col medesimo errore assoluto, un'aula lunga 7m (700 cm)

$$e_{rel} = \frac{0,05 \text{ cm}}{700 \text{ cm}} = 0,00007$$

Il valore ottenuto è 25 volte inferiore al precedente

$$e_{rel} = \frac{0,05 \text{ cm}}{2,5 \text{ cm}} = 0,2$$

Il valore ottenuto è più di 100 volte superiore a quello del libro

$$e_{\%} = e_{rel} \cdot 100$$

Poiché l'errore relativo è sempre un numero molto piccolo è più comodo considerare l'errore percentuale ($e_{\%}$), che si ottiene *moltiplicando per 100 l'errore relativo della stessa misura*.

Nei tre casi prima considerati avremo dunque:

$$e_{\%} (\text{quaderno}) = 0,18\%$$

$$e_{\%} (\text{aula}) \sim 0,01\%$$

$$e_{\%} (\text{lamina}) = 20\%$$

L'errore relativo e quello percentuale indicano quanto il mio errore sia significativo in relazione al problema che sto trattando.

La precisione di una misura deve essere valutata in relazione agli scopi della misura stessa, in base ai quali si scelgono gli strumenti e le procedure per effettuarla, in quanto più la misura è precisa e più è costoso realizzarla.

Studiamo ora i principali tipi di errori che operativamente si commettono nell'esecuzione di una misura, valutandone le procedure di riconoscimento, di prevenzione e di correzione.

1.2.4 Errori banali

Nelle misure dirette sono dovuti ad errori effettuati durante le operazioni di misura, per distrazione, lettura o trascrizione sbagliata. Nel caso invece di misura indiretta sono dovuti ad errori nei calcoli.

Essi sono riconoscibili in quanto danno valori molto lontani dagli altri misurati o attesi.

Lunghezza di un'aula: a) 7,34m; b) 7,37m; c) **73,5m**; d) 7,36m; e) 7,34m.

1.2.5 Errori sistematici

Si ripresentano regolarmente tutte le volte che si esegue una misura e sono dovuti a limitazioni o difetti dello strumento utilizzato o dell'operazione di misura.

1.2.6 Errori casuali

Sono dovuti a cause sconosciute o a fenomeni di cui è impossibile prevedere gli effetti e non si possono quindi mai eliminare.

Per ridurre l'incidenza di tali errori si effettuano misure ripetute della stessa grandezza e se ne fa poi la media aritmetica, compensando così le misure errate per eccesso con quelle errate per difetto.

La media non costituisce il valore reale della misura, ma solo quello che possiamo ritenere sia il più probabile.

Nel caso dell'aula abbiamo:

$$L_m = \frac{(7,34 + 7,37 + 7,36 + 7,34)}{4} = 7,35 \text{ metri}$$

1.3 RISULTATI DELLE MISURE

1.3.1 Numeri approssimati

Si dice che un numero è *approssimato a meno* dell'ultima cifra considerata.

Poiché ogni misura è affetta da errore, i risultati delle misure vanno espressi da numeri compatibili con l'errore stesso.

A tal fine i numeri spesso debbono *essere approssimati* fino ad una certa cifra decimale

Per approssimare un numero dobbiamo trascurare alcune sue cifre, secondo la seguente regola:

L'ultima cifra considerata rimane invariata se la prima cifra trascurata è minore di 5 (approssimazione per difetto).

L'ultima cifra considerata aumenta di una unità se la prima cifra trascurata è maggiore o uguale a 5 (approssimazione per eccesso).

Consideriamo adesso alcune possibili approssimazioni del numero 27,368023

27,36802	A meno di un centomillesimo	A meno della 5° cifra decimale	Per difetto
27,3680	A meno di un decimillesimo	A meno della 4° cifra decimale	Per difetto
27,368	A meno di un millesimo	A meno della 3° cifra decimale	Per difetto
27,37	A meno di un centesimo	A meno della 2° cifra decimale	Per eccesso
27,4	A meno di un decimo	A meno della 1° cifra decimale	Per eccesso

1.3.2 Cifre significative

Sono le cifre utilizzate per esprimere il valore di una misura e sono tutte le cifre certe più quelle incerte.

Gli zeri dopo la virgola, che non hanno significato in matematica, ne acquistano in fisica, in quanto indicano l'*accuratezza* con cui è stata effettuata la misura.

E' necessario definire quali sono le *cifre significative* che esprimono la misura, che dipendono dagli strumenti utilizzati per effettuarla.

Utilizzando una bilancia con sensibilità un milligrammo è corretto esprimere una pesata come 4,034 g, mentre non ha senso la scrittura 4,0340 g;

Utilizzando un metro con sensibilità 1 mm è corretto esprimere una lunghezza come 67,1 cm, mentre non ha senso scrivere 67,100, poiché non abbiamo effettivamente misurato decimi e centesimi di millimetro.

Un maggior numero di cifre significative si può ottenere solo utilizzando uno strumento più preciso, cioè con una sensibilità superiore.

Per orientarsi si possono ricordare le seguenti regole:

- 1) Ogni cifra diversa da zero è significativa; 128 cm ha tre cifre significative, 4211 Km ne ha quattro;
- 2) ogni zero compreso tra numeri diversi da zero è cifra significativa; ad esempio 105 g ha tre cifre significative, mentre 40,208 Kg ne ha cinque;
- 3) ogni zero che precede la prima cifra diversa da zero non è una cifra significativa;
- 4) ogni zero terminale è significativo.

Es: 0,007 mm ha una sola cifra significativa, in quanto può essere espresso come $7 \cdot 10^{-3}$ mm, 0,50 ha due cifre significative e 0,6003 kg ne ha quattro;

1.3.4 Le cifre significative nei calcoli

Il numero di cifre significative di una misura dipende solo dal modo e dallo strumento usato per effettuarla e non possono variare durante i calcoli.

Il **prodotto** o **quoziente** di una misura per un **numero adimensionale** (che non possiede cifre significative) deve avere lo stesso numero di cifre significative (e quindi la stessa precisione ed approssimazione) della misura di partenza.

Ad esempio $0,6584 \cdot 9 = 5,926$ (4 c. s.)

L'**addizione** o la **differenza** di misure deve avere le **stesse cifre significative a destra della virgola** (gli stessi decimali) della misura meno precisa (con meno decimali). Ad es. $3562,1 + 0,1948 = 3562,3$.

Il **prodotto** o il **quoziente** di due misure deve avere lo stesso numero di cifre significative (la stessa precisione ed approssimazione) della misura meno precisa. Ad esempio $3,14 \cdot 8,1248 = 25,5$ (3 cifre significative soltanto).

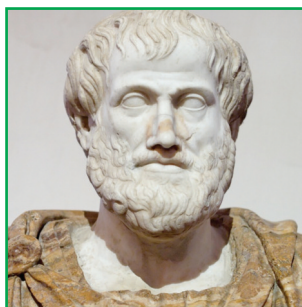
Calcoliamo l'area di un rettangolo con base 28,2 cm e altezza 49,4 cm. Il risultato della moltiplicazione è $1393,08 \text{ cm}^2$, che però, dovendo avere solo 3 c.s. si deve approssimare a $1,39 \cdot 10^3 \text{ cm}^2$.

Nell'**elevamento a potenza** e nell'**estrazione di radice**, il risultato deve avere lo stesso numero di cifre significative del dato di partenza.

Nel trasformare una misura tramite un'**equivalenza**, il numero di cifre significative deve restare uguale a quello della misura di partenza.

BOX RIASSUNTIVO DEI TERMINI CHIAVE

GRANDEZZA FISICA	è ogni caratteristica che può essere misurata. Descrive quindi quantitativamente un fenomeno fisico o la proprietà di un corpo attraverso un numero seguito da una unità di misura.
DIMENSIONE	dal latino " <i>dimensio</i> " cioè "misura", esprime la misura di un corpo che ne definisce la forma e la grandezza.
MISURARE	confrontare la grandezza in esame con un'altra grandezza dello stesso tipo (omogenea), assunta come unitaria (il cui valore è convenzionalmente uguale a 1) e verificare quante volte è contenuta in essa.
UNITA' DI MISURA	grandezza unitaria assunta come riferimento per misurare un corpo o un fenomeno fisico.
GRANDEZZA FONDAMENTALE	è una grandezza fisica indipendente, non determinata dalla combinazione di altre grandezze fisiche
GRANDEZZA DERIVATA	è una grandezza che deriva da una relazione matematica (moltiplicazione o divisione) tra grandezze fisiche fondamentali.



MODULO 2

La materia

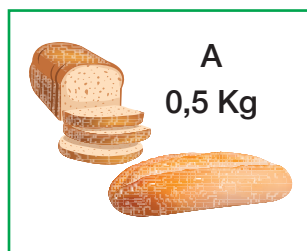
Aristotele (384 a.C. - 322 a.C.) formulò una delle prime teorie sulla struttura della materia

- **2.1 La materia: proprietà e classificazione in base alla composizione e agli stati di aggregazione**
- **2.2 Trasformazioni fisiche e chimiche**
- **Esercizi**

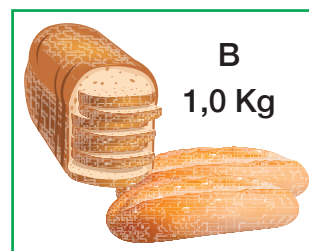
Unità 2.1

La materia: proprietà e classificazione in base alla composizione e agli stati di aggregazione

La Materia è tutto ciò che ha una **massa**, **energia** e occupa spazio, cioè ha un **volume**. Si classifica in base alla sua composizione chimica ed in base al suo **stato di aggregazione** (caratteristica fisica della materia)



La **massa** di A è minore di quella di B.
Possiamo dire che la **massa** è la quantità di materia di cui è costituito un corpo.



La bilancia è lo strumento con cui si misura la massa.
La massa non cambia in base al luogo in cui si misura. La massa è una grandezza fondamentale e la sua unità di misura è il Kg



Attenzione a non confondere il **peso** con la massa. Sono infatti concetti diversi: il **peso** è quella forza che attrae i corpi verso il centro della terra.



Il dinamometro è lo strumento con cui si misura il peso. Il peso cambia in base al luogo in cui si misura perché dipende dall'accelerazione di gravità. Il peso è una grandezza derivata ($F = mg$) e la sua unità di misura è il Newton (N)



L'**energia** è la capacità di un corpo di compiere un **lavoro** o anche tutto ciò che può diventare **calore**.

Esistono varie forme di energia convertibili l'una nell'altra. Esse sono:

meccanica	elastica	interna
chimica	termica	elettrica
radiante	nucleare	gravitazionale

NON ADDITIVITA' DEL VOLUME

100 ml di acqua+
100 ml di alcool etilico
Non corrisponde a 200 ml

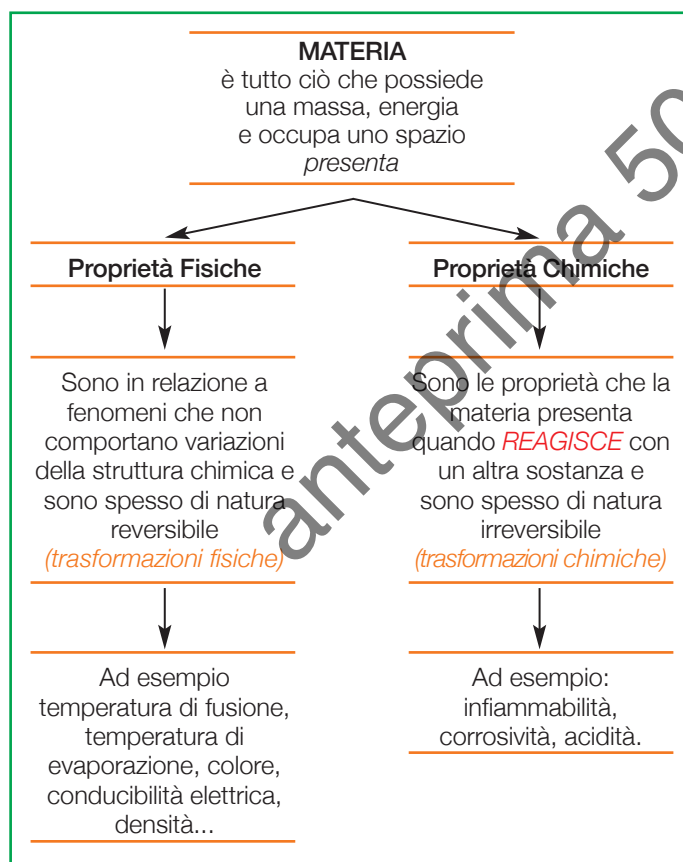


ADDITIVITA' DELLA MASSA

100 gr di pane+
100 gr di riso
Corrisponde a 200 gr

2.1.1 PROPRIETÀ DELLA MATERIA

FISICHE
CHIMICHE
ORGANOLETTICHE



Le **proprietà fisiche** della materia dipendono dalla sostanza stessa (es. *massa, volume, pressione, temperatura, densità, calore, lunghezza ...*)

Esse si classificano in:

- estensive: dipendono dalla quantità di materia.
Es. massa, volume, lunghezza, calore
- intensive: non dipendono dalla quantità di materia
Es. temperatura, concentrazione, densità, pressione

Le **proprietà chimiche** della materia dipendono prevalentemente dall'influenza che altre sostanze hanno sulla sostanza in esame determinandone la **reattività** (es. reattività con l'ossigeno, con l'acqua, con gli acidi...)

Le **proprietà organolettiche** della materia sono una conseguenza delle proprietà chimiche e fisiche e rappresentano le caratteristiche percepite e valutate dagli organi di senso (es. colore, odore, sapore)

2.1.2 CLASSIFICAZIONE DELLA MATERIA

in base

al suo stato di aggregazione alla sua composizione

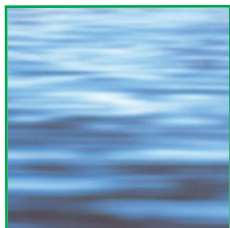
Classificazione della materia in base allo stato di aggregazione

La materia si presenta sotto forma di diversi stati, che riflettono il grado di interazione fra le particelle costituenti, detti **stati di aggregazione**.

Gli stati di aggregazione della materia sono **tre** (oggi si può considerare anche un quarto stato della materia, il **plasma** che sarebbe un super gas - gas ionizzato -, gas riscaldato ad altissima temperatura. Tale stato di aggregazione si trova normalmente nelle stelle).



Solido



Liquido



Aeriforme

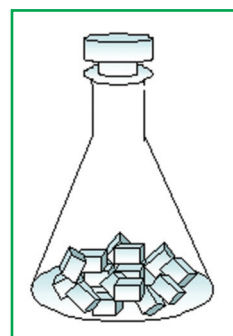


Video RAI Scuola:
i passaggi di stato

Riporta in tabella alcuni esempi:

Solidi	Liquidi	Aeriformi (gas e vapori)
Zucchero	Acqua	Aria
Sale	Latte	Gas per uso domestico
Vetro: Bottiglie, bicchiere	Vino	Vapore acqueo
Metalli: pentole, posate, chiavi, tubi, fili elettrici	Aranciata	Anidride carbonica presente nello spumante, bibite gassate, nella pasta lievitata
Legno: sedie, tavolo	Succo di frutta	Gas degli accendini

Gli stati della materia: **solido**, **liquido** e **aeriforme**

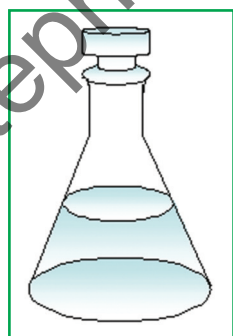


STATO SOLIDO

Forma: propria, rigida e fissa

Volume: proprio

Movimento delle particelle: vibrano attorno a posizione fisiche

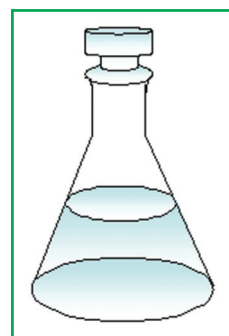


STATO LIQUIDO

Forma: la stessa del contenitore

Volume: proprio

Movimento delle particelle: le particelle si muovono, ma interagiscono tra di loro



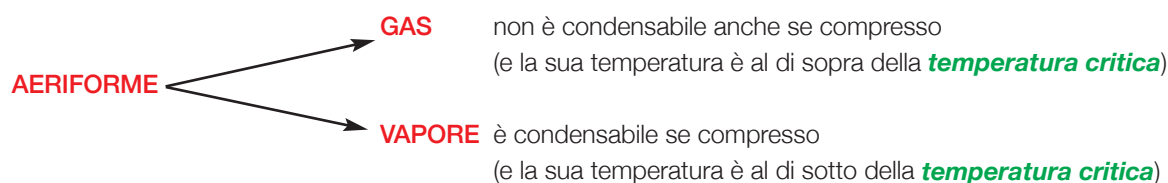
STATO GASSOSO

Forma: la stessa del contenitore

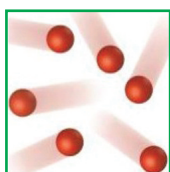
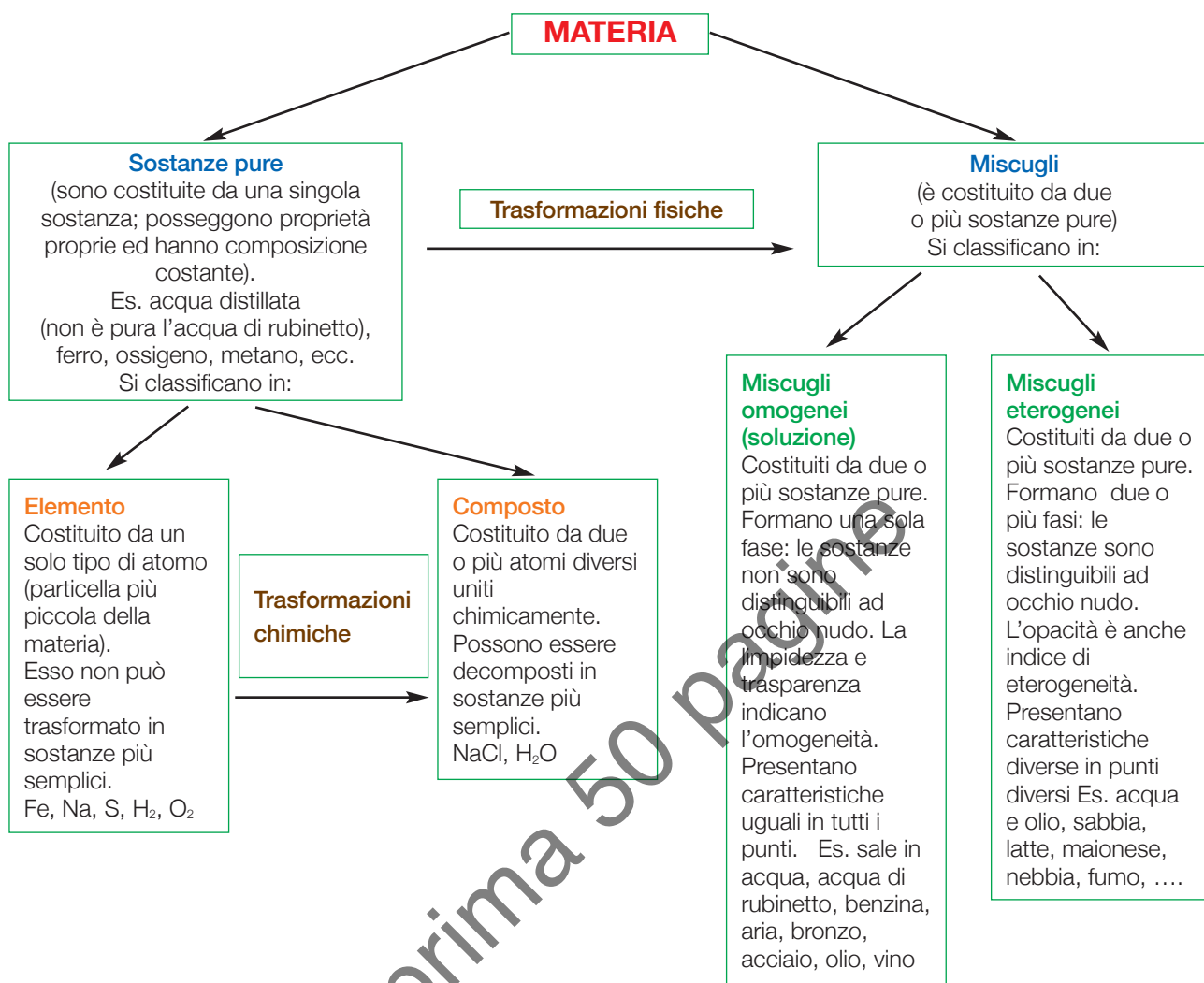
Volume: lo stesso del contenitore

Movimento delle particelle: ogni particella si muove indipendentemente dalle altre

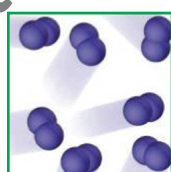
Osservando quello che ci circonda si nota innanzitutto che lo stato fisico dipende dalla composizione della materia. Inoltre la stessa sostanza può trovarsi in stati fisici diversi: l'acqua ad esempio a 0°C e alla pressione di 1 atm (atmosfera) è solida; a temperatura ambiente e alla pressione atmosferica è liquida a 110°C ed 1 atm è vapore (stato gassoso).



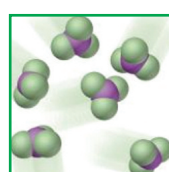
Classificazione della materia in base alla sua composizione



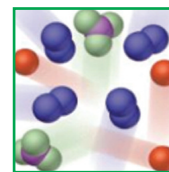
Atomi dello stesso tipo, elementi monoatomici



Elementi biatomici formati dall'unione di due atomi dello stesso tipo



Composti ternari formati dall'unione di atomi diversi



Miscela di composti differenti



Video RAI Scuola:
i miscugli ed i composti,
prima parte



Video RAI Scuola:
i miscugli ed i composti,
seconda parte

Esercizi

1) Classifica le sostanze qui elencate nelle categorie prima viste. Nella colonna osservazioni indicate il motivo della classificazione:

Sostanza	Elemento	Composto	M. Omogeneo	M eterogeneo	Osservazioni
Aria					
Rame					
Vino					
Sabbia					
Latte					
Azoto					
Fumo					
Nebbia					
Maionese					
Olio					
Vetro					
Acciaio					
Bronzo					
Argento					
Oro					
Succo di Pera					
Birra					
Acqua distillata					
Ossigeno					
Aranciata					
Acqua e Olio					
Plastica					
Profumo					
Grappa					
Acqua di mare					
Acqua e sciroppo					
Crema cosmetica					
Granito					
Coca Cola chiusa					
Sale da cucina					
Dentifricio					
Sapone liquido					
Vernice					
Pittura per i muri					
Bagnoschiuma					
Coca Cola aperta					

2) Trova nel vocabolario le definizioni appropriate per i seguenti vocaboli:

1. dispersione: _____
2. sospensione: _____
3. emulsione: _____

Le sostanze pure

Le *sostanze pure* vengono classificate come sostanze *elementari*, cioè costituite da atomi tutti uguali, o sostanze *composte* (costituite da almeno due elementi diversi).

Le *sostanze composte*, possono essere ulteriormente separate negli elementi costituenti attraverso *procedimenti chimici*.



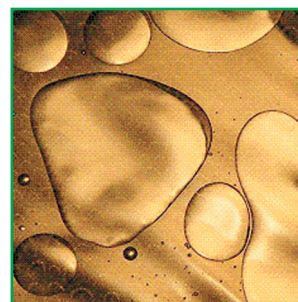
I Miscugli

La materia si presenta solitamente sotto forma di **miscele** complesse, che possono essere *omogenee* (*miscele in cui le proprietà chimico-fisiche non dipendono dal punto in cui vengono misurate*) normalmente composte da *una fase* (*porzione di materia omogenea in ogni sua parte, cioè le sue proprietà chimiche e fisiche non dipendono dal punto in cui vengono misurate*) o *eterogenee* (*miscele in cui è possibile identificare porzioni aventi proprietà chimico-fisiche diverse*).

Il petrolio è una miscela omogenea

L'acqua e l'olio assieme formano una miscela eterogenea

Le miscele vengono separate attraverso procedure basate sulle diverse proprietà fisiche e chimiche dei loro costituenti. L'immagine sotto descritta, illustra in modo schematico i vari stadi del processo di separazione della materia (o dei materiali) nei loro componenti. Nella prima fase, la miscela viene suddivisa in sostanze pure mediante *metodi fisici*, come ad esempio la *distillazione*, che consente la separazione di sostanze con una diversa temperatura di ebollizione.



2.1.3 METODI FISICI DI SEPARAZIONE

Decantazione o sedimentazione

Metodo meccanico di separazione di particelle solide dal liquido in cui sono sospese, sfruttando la sola forza di gravità. Esso risulta tanto più efficace quanto le particelle in sospensione hanno densità maggiore rispetto al liquido che fa da solvente. Un altro parametro che influisce sulla decantazione è la dimensione delle particelle sospese. Più sono piccole meno la decantazione risulta efficace.

Filtrazione

Con l'uso di opportuni filtri è possibile separare particelle solide, più o meno grandi, da miscugli liquidi e gassosi. Il liquido, per gravità, scende in basso e lascia sul filtro la parte solida. Con questa tecnica è possibile separare per esempio la sabbia da un miscuglio eterogeneo acqua sabbia.

Centrifugazione

Tecnica usata quando si è in presenza di particelle solide molto piccole con densità molto vicina a quella del liquido, oppure quando si ha a che fare con quantità così piccole di miscuglio da non rendere praticabile la filtrazione.

Si utilizza un apposito strumento che si chiama centrifuga dove il solido si deposita sul fondo di una provetta per effetto della forza centrifuga.

Estrazione

Se un componente di un miscuglio è solubile in un dato liquido (solvente), può essere allontanato dal miscuglio. Naturalmente il successo dell'operazione dipende dalla capacità del solvente di sciogliere di preferenza il componente del miscuglio che si desidera. Tale capacità è chiamata selettività o affinità. I pigmenti verdi delle foglie e quelli arancione della carota, per fare due esempi, possono essere estratti con etere di petrolio. La preparazione di tè e caffè è legata alla estrazione selettiva di alcuni componenti mediante acqua. Il miscuglio eterogeneo ottenuto viene poi filtrato.



Esperienza di laboratorio:
separazione di un miscuglio



Esperienza di laboratorio:
cristallizzazione del solfato di rame

Cromatografia

La cromatografia è la più versatile fra le tecniche di separazione e consente di risolvere anche i casi più intricati. Il solvente, che in questo caso si chiama fase mobile, trasporta i componenti del miscuglio attraverso una fase fissa.

Nella cromatografia su strato la fase fissa, costituita da un sottile strato di materiale inerte, come silice o allumina, è fissato su una lamina di alluminio. La lamina si può ritagliare nelle dimensioni volute, con le forbici. Una tecnica più antica, ma ancora utilizzata in campo biochimico, è la cromatografia su carta.

La separazione dei componenti di un miscuglio, deposto sulla lastrina o sulla carta in forma di macchia, è provocata dalla fase mobile. Il solvente si muove risalendo attraverso la fase fissa.

Le diverse sostanze del miscuglio si muovono a velocità diversa e perciò si separano.



*Esperienza di laboratorio:
cromatografia su carta*

Distillazione

La distillazione è il metodo privilegiato di purificazione dei liquidi e si basa sulla diversa volatilità dei componenti le miscele liquide. La volatilità rappresenta la tendenza ad evaporare. È più alta per i liquidi a basso punto di ebollizione.

La distillazione riunisce in sé due passaggi di stato, l'evaporazione e la condensazione. Il primo inizia nel recipiente in cui la miscela bolle. Il secondo interessa i vapori, che vengono condensati all'interno dell'apparecchiatura con acqua fredda. Il dispositivo, in cui avviene la condensazione, si chiama refrigerante.

I vapori di una miscela all'ebollizione sono più ricchi nel componente che possiede la maggior volatilità. La condensazione di tali vapori comporta un grado più o meno elevato di purificazione. Nel caso della distillazione di una soluzione contenente sali disciolti, che in genere non sono volatili, la separazione dal solvente è completa.



*La distillazione semplice,
esperienza di laboratorio*

MISCELE ETEROGENEE



decantazione



filtrazione



centrifuga



estrazione con solvente

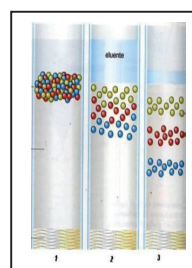
MISCELE OMOGENEE



distillazione



cromatografia su carta



cromatografia su colonna



Unità 2.2

Trasformazioni fisiche e chimiche

È stato precedentemente detto che la **materia** è tutto ciò che occupa spazio, possiede massa ed energia e che può anche non essere percepita dai nostri **sensi**. Essa può trasformarsi in modo naturale (le nubi derivano dalla trasformazione naturale dell'acqua presente sul nostro pianeta che subisce cambiamenti di temperatura per effetto dell'alternarsi del caldo e del freddo), oppure in modo indotto (una tazzina di latte diventa dolce se, al mattino, tu aggiungi alla stessa dello zucchero).

Le stesse trasformazioni, naturali o indotte potranno a loro volta differenziarsi in trasformazioni fisiche e trasformazioni chimiche.



*Esperienza di laboratorio:
fenomeni
chimici e fisici*

Trasformazioni della materia

Fisiche

Chimiche



Questo è un **fenomeno fisico**

Nell'immagine, l'olio che galleggia sull'acqua ed il legno che brucia trasformandosi in anidride carbonica e acqua rappresentano due trasformazioni diverse.

La prima rappresenta un fenomeno fisico, la seconda un fenomeno chimico chiamata comunemente reazione chimica.

La sostanza meno densa (l'olio) galleggia su quella più densa (l'acqua)

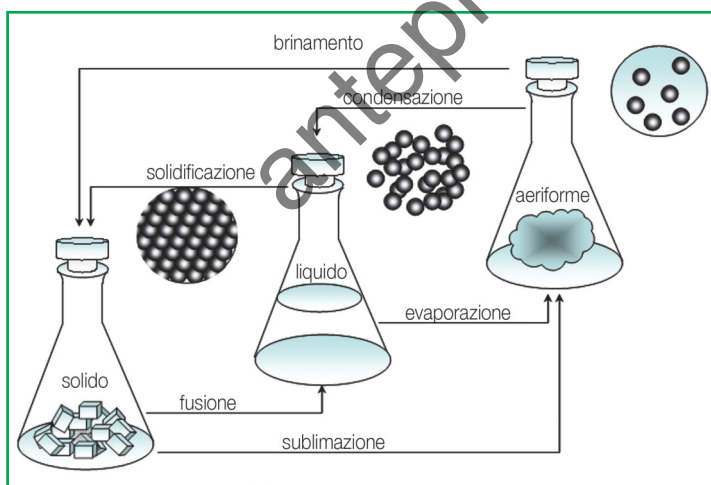


Il fuoco è un **fenomeno chimico**

2.2.1 TRASFORMAZIONI FISICHE

Le **trasformazioni fisiche** sono quelle in cui la materia cambia il suo stato di aggregazione e non la sua composizione.

Trasformazioni della materia da uno stato di aggregazione ad un altro sono chiamati **passaggi di stato**.



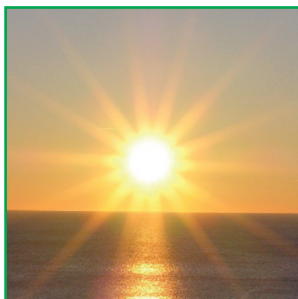
In generale, fornendo ad un corpo energia sotto forma di calore si favorisce il passaggio da uno stato di aggregazione in cui le particelle sono associate in modo compatto e ordinato (solido) a stati in cui sono associate in modo meno compatto e ordinato (liquido e aeriforme).

Il contrario avviene sottraendo calore.

I passaggi avvengono ad una certa pressione e a temperatura costante detta **temperatura di fusione** nel passaggio da solido a liquido, e **temperatura di ebollizione** nel passaggio da liquido a vapore.



Attenzione a non confondere il calore con la temperatura! Sono concetti correlati ma diversi.



Il calore è una forma di energia che si trasferisce spontaneamente da un corpo a temperatura maggiore ad uno a temperatura minore.

Il calore è una variabile estensiva.

Lo strumento che misura il calore è il calorimetro.

Le più usate unità di misura del calore sono: il Joule e la caloria.



La temperatura è la misura del trasferimento del calore.

La temperatura è una variabile intensiva.

Lo strumento di misura della temperatura è il termometro.

Le più usate unità di misura della temperatura sono i gradi Kelvin, i gradi Celsius e i gradi Fahrenheit.

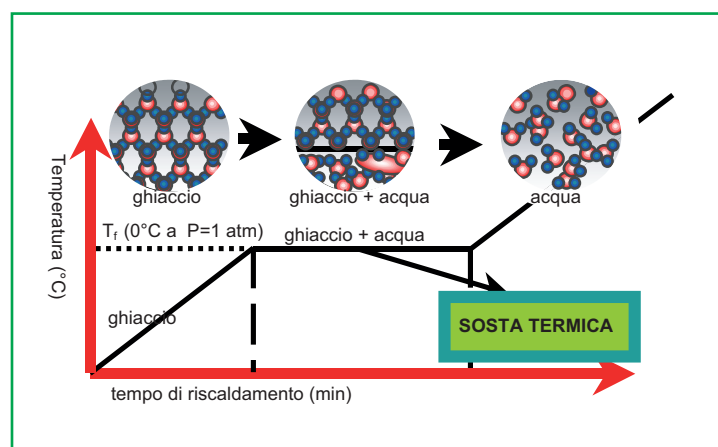
Fusione e solidificazione hanno in comune il **punto di fusione**, cioè la **temperatura** alla quale un solido inizia a fondere, cioè diventare liquido se riscaldato e la temperatura alla quale un liquido inizia a solidificare se raffreddato. Per esempio il punto di fusione dell'acqua è 0°C . Il punto di fusione dipende dalla pressione. I pattinatori scivolano sul ghiaccio perché la fortissima pressione esercitata dalla lama sul ghiaccio fa sì che il punto di fusione della coppia ghiaccio/acqua si abbassi e di conseguenza il ghiaccio fonde formando una pellicola di acqua sulla quale si scivola.

Condensazione ed ebollizione hanno analogamente in comune il **punto di ebollizione**. Questo è fortemente dipendente dalla pressione ambientale alla quale si esegue il processo. Per esempio in montagna la pressione atmosferica è inferiore e per questo anche il punto di ebollizione è inferiore. Dunque, essendo più bassa la temperatura dell'acqua che bolle, ci vuole più tempo per cuocere gli spaghetti... (e tutti gli altri alimenti). Un curioso fenomeno fisico - gastronomico dovuto alla pressione è per esempio quello che riguarda le uova: in cima al Monte Bianco non si possono fare le uova sode. Infatti per ottenerle occorre una temperatura di 100°C e invece l'acqua lassù bolle a circa 80°C , non sufficiente a produrre la trasformazione chimica che noi chiamiamo "fare le uova sode".

Sublimazione è quel processo che trasforma direttamente un solido in un gas. A livello industriale è importantissima. La liofilizzazione non è nient'altro che un metodo che prevede prima il congelamento dell'alimento e successivamente la sublimazione. Infatti per rimuovere l'acqua contenuta si procede dapprima a congelare gli alimenti, quindi congelare l'acqua in essi contenuta e successivamente far sublimare l'acqua congelata lavorando sotto vuoto. Altro esempio di sublimazione è la trasformazione delle palline di naftalina (allo stato solido), che vengono poste nei vestiti per prevenire le tarme; esse subiscono con il calore della stanza la trasformazione diretta in vapore senza passare dallo stato liquido.

Brinamento è quel fenomeno che si osserva d'inverno quando l'acqua aeriforme contenuta nell'aria a contatto con superfici che hanno una temperatura inferiore a 0° si trasforma in ghiaccio (brina). Attenti a distinguere la brina formata per brinamento (ghiaccio polveroso, neve), dal ghiaccio formato per solidificazione dell'acqua, che ha una consistenza molto diversa (lastra ghiacciata).

- **Approfondimento:** In laboratorio potrai verificare che la temperatura alla quale avvengono i passaggi di stato rimane costante fin quando tutta la sostanza non ha cambiato stato di aggregazione. Il calore che viene fornito o sottratto serve a indebolire o rafforzare i legami tra le molecole e si chiama calore latente.



Il passaggio di stato
Fusione

La curva di fusione del ghiaccio
(curva di riscaldamento di un solido)



Esperienza di laboratorio: la sublimazione dello iodio



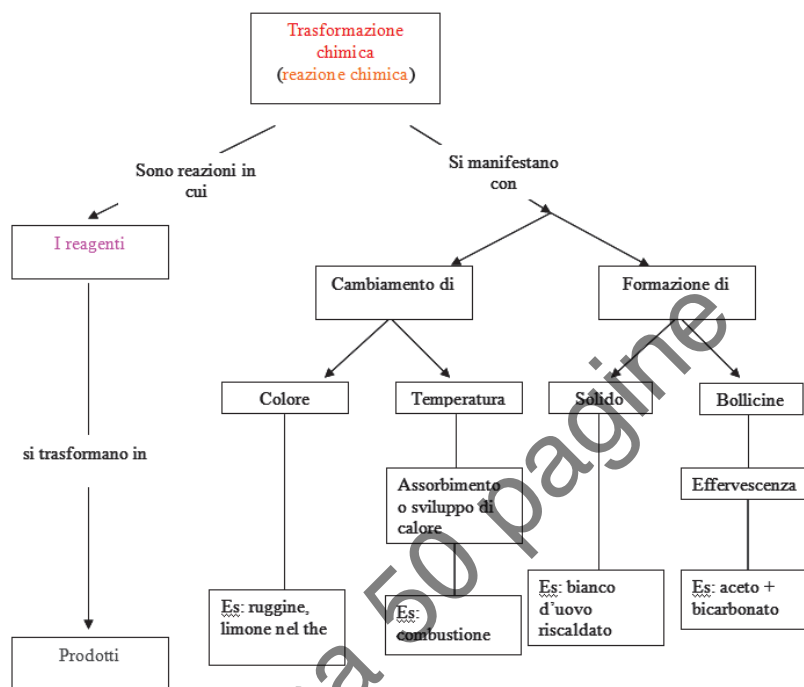
Videolezione: le proprietà fisiche della materia

2.2.2 TRASFORMAZIONI CHIMICHE

Le **trasformazioni chimiche** sono quelle in cui la sostanza cambia la propria composizione, tali trasformazioni, chiamate **reazioni chimiche**, comportano una variazione della composizione chimica delle sostanze originarie (**Reagenti**), con la formazione di nuove sostanze (**Prodotti**):



La freccia evidenzia l'andamento della reazione e indica che i reagenti si trasformano in prodotti.



Esercizio

Esegui i seguenti esperimenti, classificali in trasformazioni fisiche e chimiche e riporta le osservazioni in tabella. Cosa accade? Formi nuove sostanze? E' un processo reversibile?

Esperimento	Trasformazione fisica	Trasformazione chimica	Osservazioni
Versare dell'aceto sul bicarbonato			
Mettere del sale nell'acqua			
Ebollizione dell'acqua			
Combustione di un gas ai fornelli			
Tagliare una pera			
Succo di limone nel tè			
Un cucchiaino di bicarbonato nel vino rosso			
Cuocere un uovo			

Esercizi

• Passaggi di stato

Associa le parole di destra con quelle di sinistra

solido	⇒	liquido	sublimazione
aeriforme	⇒	solido	condensazione
liquido	⇒	aeriforme	evaporazione/ebollizione
solido	⇒	aeriforme	brinamento
aeriforme	⇒	liquido	fusione

• Come è fatta la materia

Riempi gli spazi vuoti con la parola giusta

- 1) I corpi che hanno un volume proprio ma non forma propria sono _____
- 2) I corpi _____ hanno forma e volume proprio
- 3) Tutto ciò che ha una massa ed occupa un certo volume si definisce _____
- 4) Quando un corpo passa dallo stato solido a quello aeriforme (come ad esempio la naftalina) si ha un passaggio di stato detto _____
- 5) La _____ è il passaggio dallo stato aeriforme a quello liquido
- 6) I materiali puri vengono chiamati dai chimici con il nome di _____
- 7) La limatura di ferro e lo zolfo in polvere costituiscono un miscuglio _____

• Miscugli eterogenei, miscugli omogenei, sostanze pure:

indica per ciascun materiale di cosa si tratta con la lettera relativa

A Miscuglio eterogeneo **B** Miscuglio omogeneo **C** Sostanza pura

1. Nebbia

2. Ghiaccio

3. Spremuta di arancia

4. Ossigeno

5. Acqua distillata

6. Ottone (lega rame-zinco)

7. Marmo

8. Coca Cola

9. Latte

10. Schiuma

11. Diamante

• Miscugli eterogenei e miscugli omogenei

indica per ciascuna caratteristica se si riferisce ad eterogeneo oppure omogeneo un miscuglio

1. I componenti si mescolano così bene che non si distinguono più

A. eterogenei
B. omogenei

2. Hanno le stesse proprietà in qualsiasi punto

A. eterogenei
B. omogenei

3. I componenti possono essere separati se si cambia lo stato di aggregazione o si sfrutta la loro diversa solubilità

A. eterogenei
B. omogenei

4. I componenti possono essere separati mantenendo immutate le loro proprietà

A. eterogenei
B. omogenei

5. I componenti mantengono le proprie caratteristiche e si possono individuare

A. eterogenei
B. omogenei

• Miscugli e sostanze

indica se le affermazioni sono vere o false

- | | |
|--|---|
| 1. La cromatografia è un metodo per separare i diversi soluti presenti in un miscuglio omogeneo | V ☐ F ☐ |
| 2. Il passaggio di stato solido -aeriforme si chiama sublimazione | V ☐ F ☐ |
| 3. L'aria che respiriamo è un miscuglio omogeneo | V ☐ F ☐ |
| 4. Per rendere limpido il vino si può far ricorso alla decantazione | V ☐ F ☐ |
| 5. Il fumo è materia, l'aria non lo è | V ☐ F ☐ |
| 6. I miscugli eterogenei liquido-solido possono essere separati per filtrazione | V ☐ F ☐ |
| 7. La miscela del motorino è una soluzione liquido-liquido | V ☐ F ☐ |
| 8. Il suono non è materia | V ☐ F ☐ |
| 9. Nei miscugli omogenei i componenti si mescolano così bene che perdono alcune delle loro proprietà | V ☐ F ☐ |

• Separazione dei miscugli

Le affermazioni sulla sinistra si riferiscono ciascuna ad un metodo di separazione tra quelli elencati sulla destra.

Effettua gli opportuni collegamenti

i vapori che si formano vengono convogliati nel condensatore dove il raffreddamento li trasforma nuovamente in liquido che si raccoglie goccia a goccia

gascromatografia

Tramite un opportuno solvente si separa o recupera uno dei componenti del miscuglio (con questo metodo si prepara per es. il caffè decaffeinato)

decantazione

Le particelle solide si depositano lentamente e spontaneamente sul fondo

estrazione con solvente

Le particelle solide(soluto) vengono trattenute mentre il solvente

distillazione

Il componente a densità maggiore si ritrova in fondo alla provetta

filtrazione

Con questo metodo si analizzano (separano) i componenti inquinanti dell'aria

flottazione

Mediante l'azione di un flusso di aria o acqua è possibile separare per esempio le pepite d'oro dalla sabbia

evigazione

In un miscuglio finemente polverizzato i componenti vengono separati in base alle loro proprietà idrofile o idrofobe

centrifugazione

• **Proprietà estensive ed intensive della materia**

Indica se le proprietà sotto descritte sono estensive oppure intensive

A estensiva **B** intensiva

1. densità
2. concentrazione di una soluzione
3. volume
4. peso
5. temperatura
6. peso specifico
7. massa
8. calore (energia termica posseduta da un corpo)

• **Fenomeni chimici e fisici**

Indica tra i sottostanti fenomeni quali sono reazioni chimiche e quali non lo sono

A Fenomeno chimico **C** Fenomeno fisico

1. l'arrugginimento di un chiodo
2. lo sbriciolamento di un sasso
3. le batterie del walkman che si consumano
4. la legna che brucia
5. l'arcobaleno dopo la pioggia
6. la trasformazione del vino in aceto
7. le nubi che si trasformano in pioggia
8. la sublimazione della naftalina
9. la digestione di un panino
10. la produzione del sale dall'acqua di mare
11. la fermentazione del mosto nella produzione del vino

• Reazioni chimiche

Associa le sigle di destra con le parole di sinistra

sostanza aeriforme	(aq)
sostanza in soluzione acquosa	(s)
sostanza solida	(sol)
sostanza in soluzione qualsiasi	(l)
sostanza liquida	(g)

• Il linguaggio della chimica: elementi e composti

(alfabeto - atomo - combinazione - composizione - composti - elementi - formula - nucleari - simbolo)

Le sostanze che sono scomponibili in altre sostanze si chiamano _____, quelle che non sono scomponibili in altre sostanze sono chiamate _____.

Gli _____ sono poco più di un centinaio; tra questi solo 89 sono presenti in natura, gli altri sono prodotti artificialmente attraverso particolari trasformazioni dette reazioni _____.

Gli elementi costituiscono una specie di _____ della materia, dalla loro _____ si sono formati tutti i milioni di composti presenti in natura o fabbricati dall'uomo.

Ad ogni sostanza (elemento o composto) è stata assegnata una _____ chimica che ne rappresenta la _____ chimica a livello elementare (indica cioè da quali elementi chimici è composta).

Quando la più piccola particella che identifica un elemento è l' _____, la formula chimica coincide con il _____ stesso dell'elemento.

• Velocità di una reazione

Metti in ordine le reazioni chimiche dalla più lenta alla più veloce

- A) combustione di un foglio di carta
- B) arrugginimento di una bicicletta
- C) formazione dei giacimenti di petrolio
- D) stagionatura di un prosciutto
- E) digestione di una piatto di lasagne
- F) corrosione dei monumenti a causa delle piogge acide
- G) scoppio di un petardo

BOX RIASSUNTIVO DEI TERMINI CHIAVE

CALORE	il calore è una forma di energia che si può trasferire spontaneamente da un corpo più caldo ad uno più freddo. La sua unità di misura secondo il S.I. è il Joule .
ENERGIA	è la capacità di un corpo di compiere un lavoro o di produrre calore .
LAVORO	si definisce "lavoro" una forza associata ad uno spostamento . La sua unità di misura secondo il sistema internazionale è il Joule.
MASSA	è la quantità di materia di cui è costituito un corpo.
PESO	è quella forza che attrae i corpi verso il centro della terra.
REATTIVITA'	per reattività si intende la tendenza di una specie chimica a reagire con un'altra specie chimica. Si tratta quindi di un concetto relativo ad una sostanza nei confronti di un'altra sostanza (reagenti).
STATI DI AGGREGAZIONE	gli stati di aggregazione della materia riflettono il grado di interazione fra le particelle. Essi sono tre: stato solido, liquido e aeriforme . Oggi si conosce anche il plasma che possiamo definire come un gas ad altissima temperatura
STRUTTURA CHIMICA	la struttura chimica di una molecola è riferibile alla disposizione spaziale degli atomi che la compongono.
TEMPERATURA	rappresenta la misura del trasferimento di calore da un corpo a un altro. La sua unità secondo il S.I. è il Kelvin (K).
TEMPERATURA CRITICA	è quella temperatura oltre la quale l'aeriforme non è condensabile anche se sottoposto ad alte pressioni.
TRASFORMAZIONE (REAZIONE) CHIMICA	è una trasformazione della materia che avviene quando due o più sostanze (reagenti) modificano la loro composizione originaria e la loro struttura per dare sostanze diverse (prodotti), pur non producendo una variazione complessiva della massa.
TRASFORMAZIONE FISICA	è una trasformazione che non cambia la natura delle sostanze coinvolte ma solo il loro aspetto fisico.
VOLUME	è lo spazio occupato da un corpo. Si misura in m ³ (S.I.).

anteprima 50 pagine



MODULO 3

L'atomo

Ogni scoperta scientifica avvia l'uomo verso percorsi il cui limite è imprevedibile: a lui la scelta tra il bene e il male

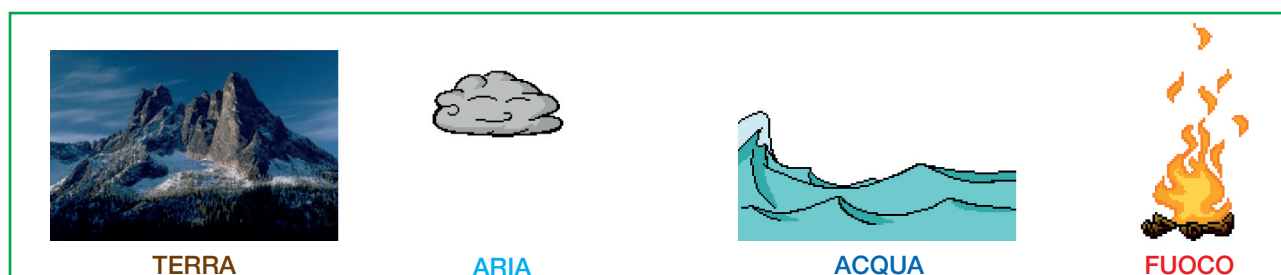
- **Prime ipotesi sulla costituzione della materia**
- **3.1 Leggi della chimica e primo modello atomico**
- **3.2 I componenti dell'atomo e i modelli atomici classici**
- **3.3 La radiazione elettromagnetica: verso i numeri quantici**
- **3.4 Modelli atomici quantistici semiclassici e modelli atomici quanto-meccanici**
- **3.5 Numero atomico, numero di massa, isotopi, massa atomica e molecolare**
- **3.6 Simbologia chimica**
- **Esercizi**

Prime ipotesi sulla costituzione della materia COME E' FATTA LA MATERIA?

Le prime ipotesi sulla composizione della materia furono avanzate in Grecia, la culla del pensiero filosofico e vertevano essenzialmente su due domande che i filosofi greci si ponevano:

- a) la materia nella sua complessità è composta da qualcosa di semplice?
b) la materia è continua o discontinua?

Il tentativo di ricondurre l'enorme quantità e varietà di materia di cui abbondava la terra, alla combinazione di poche sostanze semplici era alla base delle risposte possibili alla prima domanda sopra proposta. I primi tentativi effettuati sono da ascrivere a **Talete** (624-546 a.C.) che individuò nell'*acqua* il principio primo "*elemento*"; in seguito fu **Anassimene** (586-528 a.C.) che lo identificò nell'*aria*, ed infine l'ipotesi che resse fino al medioevo, fu quella di **Empedocle** (490-430 a.C.), secondo la quale tutta la materia era composta da quattro sostanze fondamentali ed elementari "*elementi*": l'*aria*, l'*acqua*, la *terra* e il *fuoco*.



Alla seconda domanda, sopra proposta, dette una risposta **Democrito di Abdera** (V sec a.C.) che "*ritenne la materia discontinua e sostenne l'esistenza di minuscole particelle, chiamate atomi*".

Il concetto di atomo (dal greco "*atomòs*", "*indivisibile*") quale costituente della materia venne ipotizzato nel 450 a.C. da *Leucippo*, fondatore della teoria "*atomistica*" e ribadito nel 420 a.C. dal suo allievo *Democrito*, che giunse ad affermare: "*In verità esistono solo atomi e il vuoto*" (in questo senso la materia è discontinua).



Democrito aveva la fama
di voler assegnare leggi casuali
alla natura
"Democrito che 'l mondo a caso pone ..."
Dante - IV canto dell'Inferno

Democrito (Abdera, 460 a.C. – 360° C.)

Le idee di Democrito sopravvissero nei secoli e furono divulgate nel mondo latino, nel "De Rerum Natura", da **Tito Lucrezio Caro** (95-55 a.C.).

Circa un secolo dopo Epicuro (Samo, 341 -271° C.) accoglie e rielabora la teoria atomistica che sintetizza nella sua splendida "Lettera ad Erodoto".

Dall'uso della ragione al metodo scientifico

La comparsa di una cultura improntata per la prima volta all'uso della logica si deve ad **Aristotele** (384-322 a.c.).

Leonardo da Vinci (1452-1519)

si appropriò del pensiero ipotetico - deduttivo greco aristotelico, e contribuì a porre le basi del metodo scientifico. Leonardo affermò l'importanza di due fattori:

- a) la sperimentazione, perché non basta ragionare e fare uso dei concetti se poi non li si mette alla prova;
- b) la dimostrazione matematica, come garanzia di rigore logico.

Secondo Leonardo, infatti, ogni fenomeno in natura avviene secondo leggi razionali che governano le sue manifestazioni esteriori.

«Nessuna umana investigazione si può dimandare vera scienza, s'essa non passa per le matematiche dimostrazioni.»
Leonardo da Vinci

Galileo Galilei (1564-1642) evolvendo il pensiero di Leonardo, fu il primo ad introdurre formalmente il metodo scientifico. Per lo scienziato pisano il libro della *natura* è scritto secondo *leggi* matematiche e per poterle capire è necessario eseguire esperimenti con gli oggetti che essa, ci mette a disposizione.

anteprima 50 pagine

Unità 3.1

Le Leggi della chimica e il primo modello di atomo

3.1.1 QUALI SONO LE PRIME LEGGI DELLA CHIMICA?

Le prime definizioni moderne di atomi e di elementi si devono a I. Newton ed a R. Boyle.

Per R. Boyle (1627-1691)

"gli elementi sono corpi semplici, ingredienti di cui i corpi misti sono costituiti"

Per I. Newton (1642-1727)

"gli atomi, considerati come sfere piccolissime, dominate solo da forze attrattive e repulsive"

La chimica, secondo il pensiero scientifico, ha inizio verso la fine del '700 quando nella scuola francese vengono elaborate le prime leggi che spiegavano alcuni comportamenti regolari delle sostanze ed in particolare si riuscì a capire il significato dei **rapporti di combinazione** tra le sostanze che reagiscono.

Il rapporto di combinazione non è altro che un rapporto di proporzionalità.



Una proporzione è una uguaglianza tra frazioni: $10/2 = 20/4$

Nella quotidianità usiamo le proporzioni senza esserne consapevoli. Facciamo una torta per 4 persone: 2 uova + 200g di farina



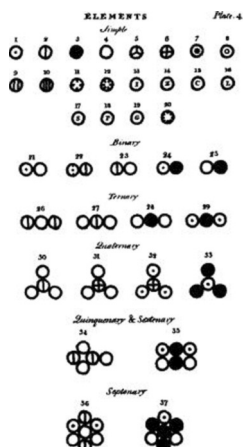
Le proporzioni tra ingredienti non cambiano

Facciamo una torta per 8 persone: 4 uova + 400g di farina

Le regolarità osservate nel comportamento della materia durante le sue trasformazioni furono espresse attraverso una serie di leggi quantitative che costituirono i presupposti alla formulazione della teoria atomica e della prima dimostrazione scientifica dell'esistenza dell'atomo.

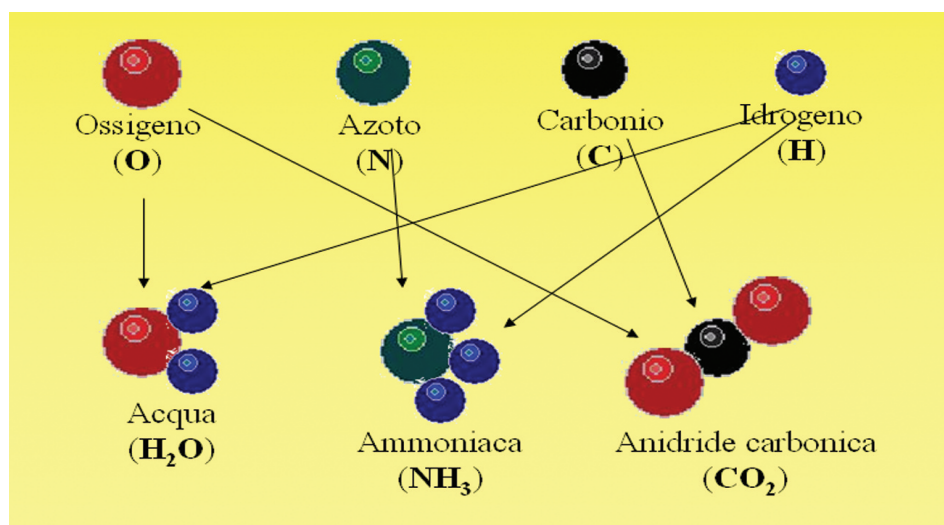
3.1.2 MODELLO ATOMICO DI DALTON

Durante tutto il '700, quindi, lo studio del comportamento della materia da parte di scienziati come Lavoisier, Proust, Gay Lussac, Avogadro e Dalton, permise di definire le importanti leggi che individuavano i rapporti quantitativi con cui le sostanze si trasformano. In quegli anni nacque la Chimica come scienza autonoma, non si era ancora in grado di dimostrare l'esistenza degli atomi, ma lo sviluppo delle reazioni studiate poteva essere spiegato solo se si accettava il modello atomico, proposto da **Dalton nel 1808**, così sintetizzabile:



- Gli atomi sono particelle indivisibili e indistruttibili
- Un atomo di un elemento non si può trasformare in altri elementi
- Tutta la materia è costituita da atomi piccolissimi di diversi elementi
- Gli atomi non si creano né si distruggono ma si trasferiscono da un composto ad un altro conservando la propria identità

Come è schematizzato in figura vari atomi si combinano tra loro per formare composti diversi ma nei composti che formano conservano sempre la loro identità.



Avogadro ipotizzò che tali combinazioni fossero possibili anche tra atomi dello stessa natura formando molecole elementari. La sua ipotesi fu confermata quasi cento anni dopo, nel 1858, da [Stanislao Cannizzaro](#) uno scienziato italiano che, ne verificò definitivamente la validità attraverso una serie di esperimenti.

La [teoria atomico-molecolare](#), come era stata proposta da Avogadro, aprì così la strada alla possibilità di pesare atomi e molecole, fornendo ulteriori conferme all'esistenza degli atomi, come vedremo nei prossimi capitoli.

anteprima 50 pagine

Unità 3.2

I componenti dell'atomo e i modelli atomici classici

Una volta dimostrata l'esistenza dell'atomo, era necessario mettere a punto un modello che ne descrivesse la sua costituzione nello spazio.

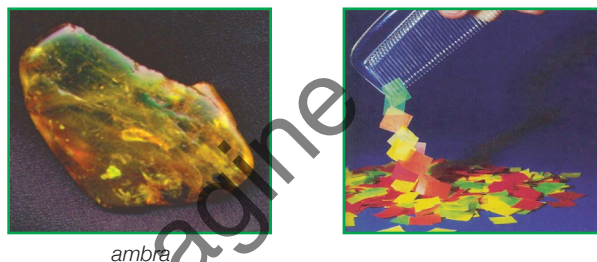
Cannizzaro si interessò solo marginalmente di questo argomento, ma al pari dei suoi colleghi della seconda metà dell'800, ipotizzò che l'atomo, definito *unità elementare* della materia, assomigliasse alla *luna* e che avesse come forma geometrica la più semplice e cioè quella di una *sfera*.

I risultati delle scoperte che, nello stesso periodo, furono segnalate alla comunità scientifica ponevano, comunque, seri dubbi sulla possibilità che l'atomo fosse assimilabile ad una *pallina di materia*.

I primi dubbi si ebbero con la scoperta dell'elettrone e la dimostrazione che tale particella poteva essere estratta da qualsiasi tipo di atomo. Pertanto tale particella doveva essere considerata un *costituente comune di tutti gli atomi*.

3.2.1 I FENOMENI ELETTRICI

Era già noto ai Greci che l'ambra strofinata con un panno di lana era in grado di attrarre peli e steli di paglia.



Anche altre sostanze come il vetro presentavano lo stesso comportamento dell'ambra (in greco "electron") e tali *fenomeni vennero chiamati elettrici*.

Questi comportamenti vennero considerati una semplice curiosità per molti secoli. Solo a partire dal XVII secolo vennero studiati e spiegati ammettendo la produzione, durante lo strofinio, di cariche elettriche.

Poiché ambra e vetro elettrizzati attraevano sostanze diverse si attribuì *valore positivo alla carica dell'ambra* e *negativo a quella del vetro* (quindi i segni attribuiti alle cariche elettriche sono convenzionali: frutto di un accordo raggiunto nella comunità scientifica).

Lo studio dell'interazione tra gli oggetti carichi consentì di concludere che:

- cariche elettriche di segno opposto si attraggono
- cariche elettriche dello stesso segno si respingono
- le cariche elettriche possono passare da un corpo all'altro
- un corpo che possiede un ugual numero di cariche di segno opposto è neutro
- la forza che agisce tra due cariche elettriche è direttamente proporzionale al prodotto dei loro valori (Q_1 e Q_2) e inversamente proporzionale al quadrato della loro distanza (r^2) (**Legge di Coulomb**)

LEGGE DI COULOMB

$$F = \frac{1}{4\pi\epsilon_0} \cdot \frac{Q_1 \cdot Q_2}{r^2}$$

K = costante di coulomb

Si tratta di un coefficiente di proporzionalità che dipende dal mezzo in cui le cariche si trovano e dal sistema di unità di misura usato

L'elettrizzazione per strofinio, dimostrò che l'elettricità, in tutti i suoi aspetti, era un fenomeno così diffuso da far pensare che essa dovesse trovare una spiegazione nella natura della materia, e che i costituenti intimi della stessa (*gli atomi*) avessero una natura elettrica.



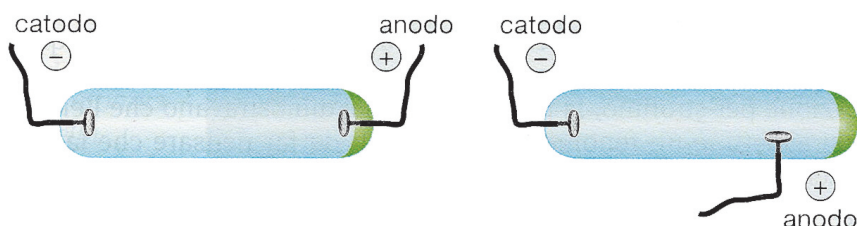
la Legge di Coulomb

Come è stato scoperto l'elettrone?

Nella prima metà dell'800 **Faraday** e **Plücker**, effettuando esperienze di scariche elettriche, in atmosfera di gas rarefatti (a bassa pressione) il primo, ed usando un **magnete** il secondo, notarono strani fenomeni quali striature, che non riuscirono ad interpretare.

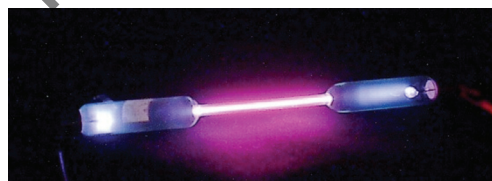
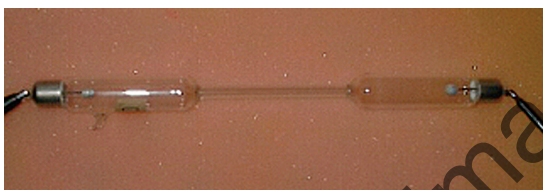
Nella seconda metà dell'800 **J.W.Hittorf** lavorando, sembra casualmente, con tubi in cui era fatto un vuoto più spinto iniziò a vedere dei raggi.

L'apparecchiatura utilizzata da Hittorf, ideata da Crookes (**tubo di Crookes**), era costituita da un tubo di vetro alle cui estremità erano saldati due elettrodi metallici collegati ad un generatore di corrente continua con una **differenza di potenziale** di circa 10.000 volts.

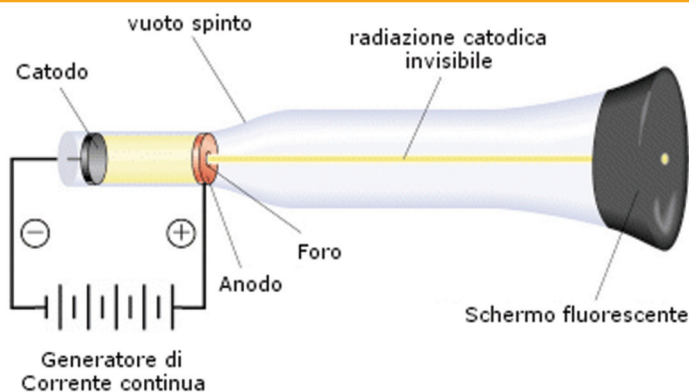


All'interno del tubo era presente un gas rarefatto (a bassa pressione) e sostituito ad esperimento terminato con altro gas. La pressione del gas era di circa $\frac{1}{2}$ atm ed in queste condizioni, attivando il generatore elettrico tra i due elettrodi si producevano normalissime scariche elettriche.

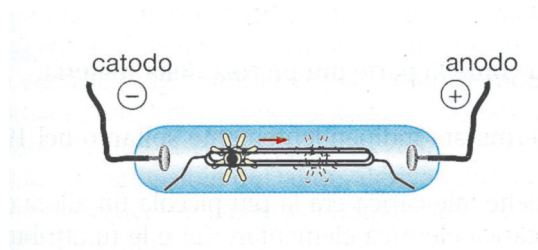
Abbassando il valore della pressione del gas (veniva tolta aria fino alla pressione desiderata attraverso una pompa aspirante) le scariche scomparivano ed appariva una luminosità crescente tanto più grande quanto minore era la pressione del gas.



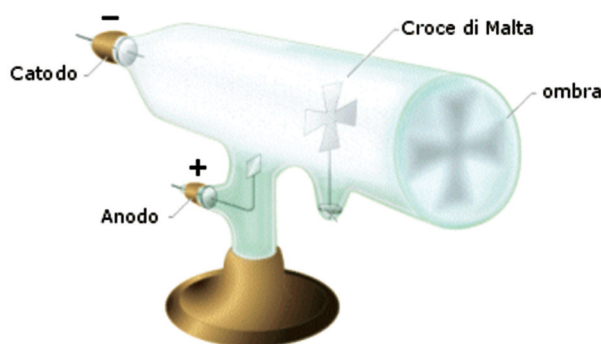
A valori molto bassi la luminosità interessava tutto il gas, ed in queste condizioni il vetro di fronte al catodo emetteva una debolissima luminescenza dovuta a raggi emessi dal catodo che **Goldstein** in seguito chiamò **raggi catodici**.



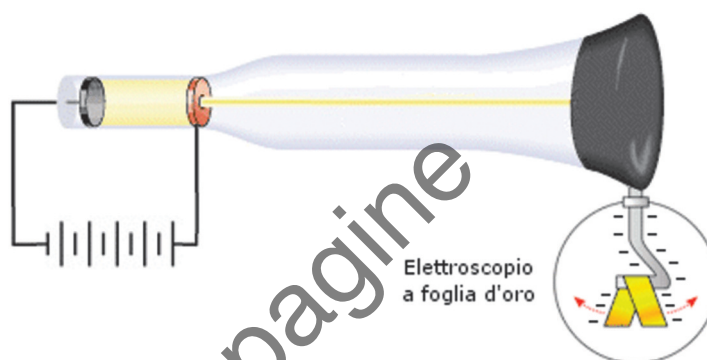
La natura di questi raggi fu solo ipotizzata e la prima ipotesi ragionevole di tipo corpuscolare era supportata sperimentalmente. Si dimostrò infatti che i raggi catodici erano costituiti da particelle, in quanto facevano girare un mulinello posto sul loro percorso, così come una manciata di sassi che colpisce un oggetto, lo fa muovere.



Oppure attraverso l'esperimento della così detta *croce di Malta*. Si notava un'ombra oltre la croce a dimostrazione del fatto che i raggi di Goldstein fossero particelle che fuoriuscivano dal catodo e si dirigevano verso l'**anodo**.



Queste particelle furono chiamate da **G.J. Stoney** nel 1894 **elettroni**. Nel 1895 **Perrin**, osservando che un elettroscopio colpito dalla radiazione catodica si elettrizzava negativamente, dimostrò che i raggi emessi dal catodo erano dotati di **carica negativa**.

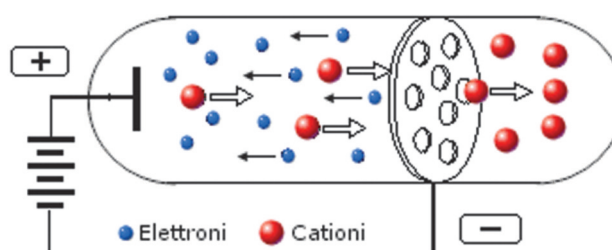


Con la scoperta dell'elettrone l'atomo perde per la prima volta la sua indivisibilità e l'elettrone diventa momentaneamente l'unità fondamentale della materia.

Il fatto che un atomo **neutro** contenesse al suo interno particelle negative, richiedeva naturalmente la presenza di una particella o parte dell'atomo avente carica positiva.

Nel **1886 Goldstein**, usando un tubo a raggi catodici con catodo forato, rilevò dietro al catodo, una luminescenza provocata da radiazioni che si muovevano con verso contrario a quello dei raggi catodici. Egli dimostrò che si trattava di particelle cariche positivamente (**raggi canale**).

Tali particelle avevano caratteristiche diverse a seconda del gas contenuto nel tubo e l'ipotesi più probabile era quella che gli elettroni che attraversavano il gas, avendo una elevatissima velocità, fossero in grado, urtandoli, di strappare gli elettroni contenuti negli atomi del gas, trasformandoli così in particelle positive (**ioni positivi**).



Queste particelle attratte dal catodo, formavano i **raggi canale**.

"Si dimostrò quindi, per la prima volta, che l'atomo era formato da particelle negative che neutralizzavano una porzione di materia avente carica positiva"

Nel 1896 **Henri Becquerel** scoprì casualmente la radioattività dell'Uranio ed i coniugi **Curie** proseguirono le ricerche sulla radioattività; in seguito Rutherford nel 1898 riconobbe le radiazioni positive da lui chiamate α (alfa) e negative β (beta), emesse da elementi radioattivi. Pochi anni più tardi **P. Villard** in Francia scoprì che tra le radiazioni emesse da una sostanza radioattiva ve ne sono di un terzo tipo, chiamate γ (gamma), con carica elettrica nulla, che si riconoscono simili ai raggi X.

Nel **1904 Rutherford** dimostrò che la radiazione alfa è costituita da nuclei di Elio e nel **1907 Thomson** scoprì l'esistenza degli **isotopi**. L'idea che gli elettroni rappresentassero un costituente fondamentale, comune a tutti gli atomi, venne definitivamente avvalorata dalla determinazione, da parte di **J.J.Thomson** (1897), del **rapporto carica/massa (e/m)** dell'elettrone.

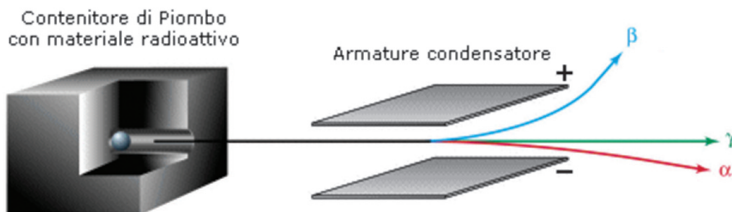
I calcoli effettuati da Thomson sui raggi canale dimostrarono l'esistenza di particelle più pesanti dell'elettrone e diverse dal gas usato nel tubo di scarica.

Nel **1905 Millikan** dimostrò che la carica elettrica è sempre un multiplo intero di una quantità elementare pari **$1,602 \cdot 10^{-19}$ Coulomb**, carica che si dimostrò in seguito appartenere sia al protone che all'elettrone.

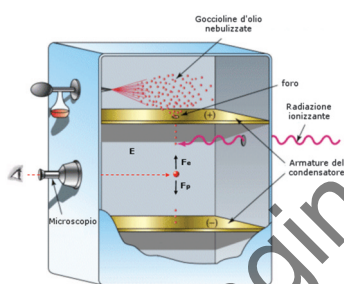
Nota la carica dell'elettrone ed il rapporto e/m fu quindi possibile ricavare il valore assoluto della sua massa che, essendo la più piccola parte ottenibile diventò **l'unità elementare della materia**.

A questo punto le incalzanti scoperte permisero di formulare ipotesi concrete sulle caratteristiche atomiche della materia. I modelli atomici conosciuti cronologicamente sono:

- a) Modelli atomici classici
- b) Modelli atomici quantistici semiclassici
- c) Modelli atomici quanto-meccanici



Approfondimento L'esperienza di Millikan



Mediante irradiazione con raggi X, minutissime goccioline d'olio, caricate negativamente con una carica incognita q , vengono immerse tra le armature di un condensatore che produce un campo elettrico di intensità E . Ciascuna gocciolina è sottoposta ad una

forza elettrica $F_e = Eq$ ed alla forza peso $F_p = mg$.

Variando opportunamente l'intensità del campo elettrico E è possibile variare la forza elettrica per una goccia, fino a renderla uguale alla sua forza peso (la goccia rimarrà sospesa in equilibrio).

$$Eq = mg$$

Essendo la densità = massa / volume ($d = m/V$) e calcolando il diametro della goccia, da cui si ricava il raggio e quindi il volume, dalla formula $V = \frac{4}{3} \pi r^3$ (volume di una sfera) e conoscendo la densità dell'olio, goccia ($m = d \times V$). L'unica incognita rimane perciò la carica q ($q = E/mg$), che viene in tal modo misurata, essendo E noto, g nota (accelerazione di gravità) ed m calcolata.

Tale carica risulta essere, per tutte le gocce **un multiplo intero di $1,602 \times 10^{-19} \text{ C}$** , valore che viene assunto come carica elettrica elementare ed associato alla carica dell'elettrone.

Dal valore e/m (carica/massa) dell'elettrone ($1.76 \times 10^8 \text{ C/g}$ – coulomb/grammi), trovato da Thomson, conoscendo il valore della carica si poteva calcolare la massa dell'elettrone il cui valore risultò essere pari a $9.11 \times 10^{-28} \text{ g}$:

$$m = \frac{1,602 \times 10^{-19} \text{ C}}{1,76 \times 10^8 \frac{\text{C}}{\text{g}}} = 9,11 \times 10^{-28} \text{ g}$$

3.2.2 MODELLI ATOMICI CLASSICI

Al fine di descrivere in modo adeguato le nuove caratteristiche che si evidenziavano a livello subatomico (scoperta di particelle cariche come gli elettroni e parti del nucleo caricato positivamente) vennero creati nei primi anni del '900, diversi modelli atomici.



Modello di Thomson

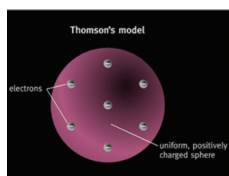


Per le sue scoperte sull'elettrone vinse il Premio Nobel per fisica nel 1906. Realizzò il primo spettrometro di massa e scoprì gli isotopi. J.J Thomson è sepolto nell'abbazia di Westminster accanto ad I. Newton

Thomson (Chetham 1856 – Cambridge 1940)

Nel 1904 J.J. Thomson ipotizzò che gli atomi fossero costituiti da una massa carica positivamente, uniformemente distribuita, all'interno della quale erano presenti gli elettroni, carichi negativamente, in numero tale da determinare l'equilibrio delle cariche e quindi la neutralità. In base a quanto fino ad allora scoperto, Thomson propose un nuovo modello della struttura atomica superando quella di Dalton ed affermando:

l'atomo è come una sfera omogenea carica di elettricità positiva nel cui interno sono immersi gli elettroni (Una sorta di panettone nel quale erano casualmente disposte delle uvette – **gli elettroni** -)



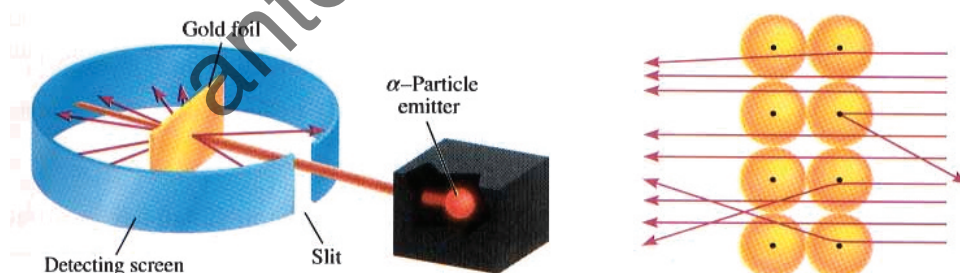
Questo modello molto semplice e razionale doveva essere confermato da dati sperimentali. Tra le varie tecniche usate, quella che maggiormente dava risultati in linea con le considerazioni teoriche era lo **scattering**, ancora oggi utilizzata per sondare la struttura della materia.

Con questa tecnica si studiano gli effetti di deflessione (deviazione) che le cariche positive dell'atomo, producono su particelle dotate della stessa carica positiva quando le stesse vengono lanciate contro.

Modello di Rutherford

Nel 1911 **Rutherford**, a conclusione di una serie di esperimenti di scattering condotti sugli atomi, utilizzando come proiettili, particelle **a** modificò il modello di Thomson.

In tali esperimenti Rutherford fece collidere particelle α contro sottilissimi fogli metallici di **oro**.



Il comportamento delle particelle α risultò incompatibile con il modello di Thomson, infatti:

- a) la maggior parte delle particelle attraversava indisturbata i fogli di oro
- b) alcune particelle subivano significative deflessioni
- c) alcune particelle, anche se poche, rimbalzavano indietro
- d) il numero delle particelle deviate risultava correlato alla massa dell'atomo bombardato.

Ciò che l'esperienza di Rutherford mise subito in evidenza fu la contraddizione tra l'osservazione espressa nel punto **a** e quella espressa nel punto **c**. Infatti bisognava immaginare che "bombardando con palle di cannone un foglio di carta, un certo numero di esse, anche se molto esiguo, possano tornare indietro".

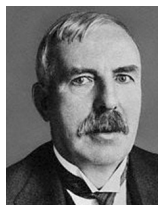
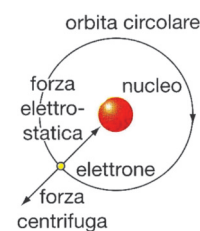
Il modello di Thomson, quindi, si rivelò sbagliato e perciò se la carica positiva fosse stata diffusa cioè distribuita uniformemente su tutto il volume atomico, le particelle sarebbero dovute o passare tutte o passarne poche.

Al fine di spiegare i risultati rivenienti dall'esperienza di Rutherford si ipotizzò che:

- La struttura atomica era estremamente rarefatta, visto l'alto numero di particelle in grado di attraversarla senza subire deflessione
- La deflessione e le poche particelle che tornavano indietro era provocata dalla repulsione o dalla vicinanza tra particelle alfa incidenti ed una carica positiva estremamente concentrata, il cui valore cresceva al crescere della massa dell'atomo.

Rutherford, che era partito per giustificare il modello atomico di Thomson, propose, alla luce delle ultime due considerazioni sopra esposte, un nuovo modello atomico, detto **modello planetario** con gli elettroni che andavano a costituire una specie di corteccia esterna in modo da garantire la neutralità a livello macroscopico e con un nucleo che doveva essere molto piccolo rispetto alle dimensioni atomiche. Per non cadere nel nucleo, attirati dalla carica positiva in esso presente, gli elettroni negativi dovevano possedere un'energia cinetica e quindi una forza agente in senso opposto a quella attrattiva.

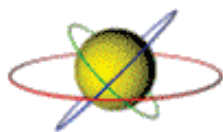
Da calcoli effettuati sugli angoli di deviazione, Rutherford giunse a calcolare che, mentre l'atomo doveva possedere un diametro dell'ordine di 10^{-8} cm, il nucleo avrebbe dovuto presentare un diametro dell'ordine di 10^{-12} cm, cioè il nucleo era circa 10000 volte più piccolo dell'intero atomo (se ipotizziamo le dimensioni del nucleo pari a quelle della città di **Brindisi** l'elettrone più vicino dovrebbe stazionare a **New York**).



Alunno di Thomson, vinse il premio Nobel per la chimica nel 1908.

Proprio lui che aveva affermato: "nella scienza esiste solo la Fisica; tutto il resto è collezione di francobolli"

Rutherford (Brightwater, 1871 – Cambridge 1937)



l'atomo è composto da un nucleo centrale positivo, in cui è raggruppata tutta la massa, attorno al quale girano a notevole distanza gli elettroni (come pianeti intorno al sole)

modello planetario

Come sono stati scoperti il protone ed il neutrone?

Rutherford propose di chiamare **protone** il nucleo dell'elemento più leggero, l'idrogeno e l'esistenza dei protoni venne confermata nel **1925** da **Blackett**.

J. Chadwick nel **1932**, scoprì una nuova particella: il **neutrone**.

Bombardando il Berillio con particelle α scoprì che nei nuclei sono presenti anche particelle neutre, aventi una massa dello stesso ordine di grandezza del protone, anche se leggermente superiore, che vennero chiamati **neutroni**.

Il bombardamento del Berillio con particelle alfa provocava l'emissione di una radiazione invisibile, che non veniva deviata da campi elettrici o magnetici.



Premio Nobel per la Fisica nel 1935, collaborò con Rutherford negli studi che portarono alla costruzione della prima bomba atomica. Sulla luna c'è un cratere che porta il suo nome

J. Chadwick (Bollington, 1891 – Cambridge, 1974)

Protone e neutrone hanno massa rispettivamente $1,673 \cdot 10^{-24}$ g e $1,675 \cdot 10^{-24}$ g, ma mentre il primo presenta la più piccola carica elettrica positiva esistente ($+1,602 \cdot 10^{-19}$ C) indicata con +1, il secondo non presenta carica.

La massa dell'elettrone vale $9,11 \cdot 10^{-28}$ g e la sua carica ($1,602 \cdot 10^{-19}$ C) è la più piccola carica elettrica negativa esistente, indicata con -1.

Nome	simbolo	massa in g	Massa in u.m.a.	Carica in C (Coulomb)	Carica
Protone	p	$1,673 \cdot 10^{-24}$	≈ 1	$1,602 \cdot 10^{-19}$	+1
Neutrone	n	$1,675 \cdot 10^{-24}$	≈ 1	0	0
Elettrone	e ⁻	$9,11 \cdot 10^{-28}$	trascurabile	$1,602 \cdot 10^{-19}$	-1

Come si può vedere la massa di un atomo viene determinata esclusivamente da neutroni e protoni poiché il contributo degli elettroni è assolutamente trascurabile.

Studi più recenti hanno dimostrato che *solo l'elettrone è una particella fondamentale*, mentre protone e neutrone sono costituiti da particelle più piccole: i **quark** che a loro volta sono tenuti insieme dai gluoni. I quark si suddividono in **up-quark**, aventi carica positiva e valore pari a 2/3 di quella dell'elettrone, e **down-quark** aventi carica negativa e valore pari a 1/3 di quella dell'elettrone.



protoni,
carichi positivamente
 $m_p = 1.67 \times 10^{-24}$ gr
carica: $+1,602 \times 10^{-19}$ C



elettroni
carichi negativamente
 $m_e = 9.1 \times 10^{-28}$ gr
carica: $-1,602 \times 10^{-19}$ C



neutroni
carica nulla
 $m_n = 1.67 \times 10^{-24}$ gr
carica: 0



Esercizio

1) Se il protone ha carica convenzionale +1 mentre il neutrone 0. Quanti up-quark e down-quark sono presenti nel protone e nel neutrone?



Il modello di Rutherford presentava tuttavia gravi limitazioni:

- gli elettroni che ruotano intorno al nucleo dovrebbero perdere velocità e quindi energia cinetica sotto forma di emissione di radiazione elettromagnetica, come previsto dalle leggi dell'elettrodinamica, finendo per cadere sul nucleo (per le leggi della elettrodinamica ogni carica in movimento nello spazio perde energia in termini di radiazione emessa)
- gli atomi, in opportune condizioni, sono, invece, in grado di emettere e assorbire radiazione elettromagnetica secondo modalità che il modello planetario di Rutherford non era in grado di giustificare

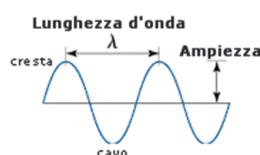
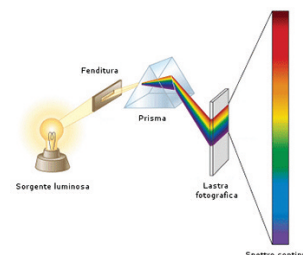
Nonostante il grande passo in avanti compiuto da Rutherford nell'individuazione della struttura dell'atomo, il suo modello planetario, come abbiamo visto, era in contraddizione con i principi dell'elettrodinamica classica secondo la quale gli elettroni in movimento avrebbero dovuto man mano perdere energia sotto forma di radiazione, finendo per annichilirsi sul nucleo.

Il modello doveva pertanto essere corretto e proprio gli studi sulle radiazioni emesse dalla materia portarono, successivamente, alla formulazione di una teoria rivoluzionaria che permise di ipotizzare un nuovo modello atomico.

In realtà al margine della fisica classica erano presenti altre importanti incongruenze.

Già da tempo infatti, era noto che quando un raggio di luce bianca colpisce obliquamente un prisma di vetro trasparente viene scomposto in tanti raggi di luce di diversi colori rivelando quindi che la luce bianca è in realtà una composizione di differenti raggi luminosi.

Per spiegare questi fenomeni, intorno alla metà dell'800, si era affermata l'ipotesi di **Huygens** che descriveva la luce come un fenomeno ondulatorio, simile *"alle onde sonore che fanno vibrare l'aria o alle onde di energia meccanica che increspano la superficie dell'acqua"*.



Secondo questo modello le onde elettromagnetiche sono classificate in base alla lunghezza d'onda (distanza tra i due massimi consecutivi di un'onda) o in base alla frequenza ν (numero di onde complete in 1 sec.).

E' intuitivo quindi dedurre che la lunghezza d'onda è inversamente proporzionale alla frequenza (*onde con maggiore frequenza infatti hanno le creste più vicine*).

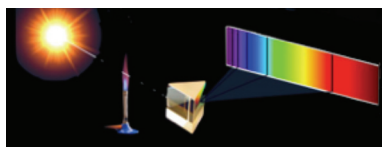
La relazione che unisce le grandezze è:

$$\lambda = c / \nu$$

con **c = velocità della luce** ($\sim 3 \times 10^8$ m/s). La separazione dei colori è dovuta al fatto che la deviazione della direzione di propagazione di una radiazione luminosa *dipende dalla lunghezza d'onda* del raggio incidente, quindi essendoci nella luce bianca radiazioni di varia lunghezza d'onda, ciascuna radiazione sarà deviata in modo diverso.

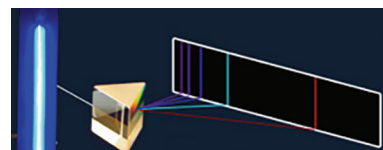
Questo tipo di luce viene emessa da sorgenti come il sole ma anche da qualsiasi corpo portato ad alte temperatura, quando raggiunge la propria "temperatura di incandescenza".

Verso la fine del secolo si condussero importanti studi sulle radiazioni emesse dai corpi incandescenti, in particolare sul comportamento dei gas scoprendo che esistevano differenze sul tipo di radiazione emesse.



Emissione continua di un "corpo nero"

I gas incandescenti, infatti, emettevano solo righe di determinati colori, specifiche per ogni gas, a differenza di quanto succedeva agli altri corpi incandescenti (detti **corpi neri**) in cui la luce era emessa in modo continuo.



Emissione a righe di gas incandescente

Tra i vari gas studiati, lo spettro dell'idrogeno ha un'importanza storica perché la sua analisi ha permesso di indagare più a fondo sul modello atomico.

Le prime righe osservate dello spettro dell'idrogeno furono quelle che cadevano nell'intervallo della luce visibile.

Nel 1885 lo svizzero **Johann Balmer** riuscì a scrivere una formula empirica con la quale ricavare le diverse lunghezze d'onda osservate. La relazione trovata da Balmer però scaturiva solamente dalla correlazione matematica tra le frequenze rilevate sperimentalmente dall'esame degli spettri studiati e lo scienziato non era ancora in grado di comprendere il significato più profondo che tale relazione nascondeva.

La teoria ondulatoria della luce, non era in grado di spiegare questo fenomeno ed in riferimento allo studio del comportamento delle radiazioni elettromagnetiche, all'inizio del 900 si fece strada nella comunità scientifica una teoria rivoluzionaria, ad opera di **Max Planck**, sulla natura corpuscolare della luce e sulla conseguente quantizzazione dell'energia. In seguito ad un'intuizione che, come spesso accade nell'attività scientifica fu casuale, lo scienziato propose che le onde elettromagnetiche non potessero essere emesse da una sorgente raggiante in modo continuo, ma solo sotto forma di pacchetti d'onda che dipendevano dalla lunghezza d'onda o meglio dalla frequenza della luce, secondo la relazione:

$$E = h \nu$$

dove ν è la frequenza della radiazione e h è una costante, detta **costante di Planck**.

L'ipotesi quantistica di Planck *ruppe definitivamente con l'idea del continuo per l'energia* e negli stessi anni il fisico danese **N. Bohr** decise di tentare la stessa strada di Planck per risolvere il problema degli spettri a righe, intuendo che le righe spettrali con molta probabilità erano legate proprio alla struttura atomica della materia.

Per trattare ulteriormente il tema delle radiazioni elettromagnetiche andare alla sezione "Approfondiamo" a fine capitolo.

Unità 3.3

Modelli atomici quantici semiclassici e quanto-meccanici

3.3.1 MODELLI ATOMICI QUANTISTICI SEMICLASSICI

Modello planetario di Bohr (numero quantico principale n)

In seguito ai suoi studi sugli spettri di emissione dell'atomo di Idrogeno, in pieno accordo con il principio di quantizzazione dell'energia sostenuto da Planck, Niels Bohr nel 1913, elaborò un nuovo modello atomico.



Calciatore dilettante molto apprezzato, preferì dedicarsi allo studio della fisica, della chimica, della filosofia della scienza e della matematica. Fu compagno di studi di Rutherford e in continuo contrasto con Einstein che non condivideva le teorie atomiche probabilistiche. Vinse il Nobel per la fisica nel 1922.

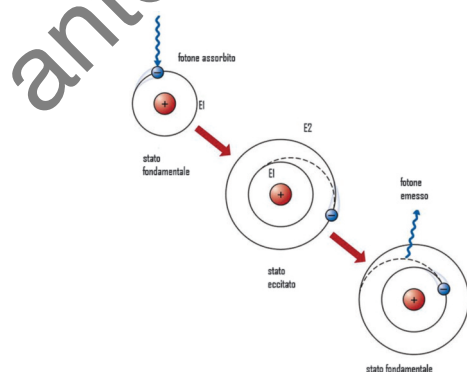
Niels Bohr (Copenaghen 1885-1962)

Bohr in modo geniale e spregiudicato, partendo da alcune ipotesi che erano in contrasto con le leggi della fisica classica, propose un nuovo modello atomico basato sul concetto di quantizzazione dell'energia, associandolo al concetto di quantità di energie permesse, riferite a situazioni energeticamente stabili dell'atomo e di "pacchetti di energia" proibiti, non corrispondenti a stati possibili per l'elettrone.

La teoria di Bohr esponeva una serie di postulati che ben si accordavano con le osservazioni sperimentali delle righe spettrali dell'idrogeno.

Modello atomico di Bohr

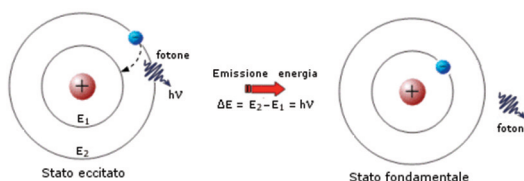
- La massa dell'atomo (protoni e neutroni) è localizzata nel nucleo, in accordo con Rutherford.
- Gli elettroni ruotano intorno al nucleo descrivendo orbite circolari di raggio crescente
- Gli elettroni non possono orbitare in posizioni casuali intorno al nucleo ma devono occupare certe orbite chiamate stazionarie o quantizzate ed a ciascuna delle quali è associata un ben preciso livello di energia.
- Un elettrone che si trova su una di queste orbite non emette onde elettromagnetiche e quindi non perde energia.
- Gli elettroni, quando assorbono energia, possono "saltare" da un'orbita stazionaria a minore energia a una a maggiore energia e poiché non possono permanere in quello stato (stato eccitato) tornano al livello energetico inferiore emettendo energia radiante.



Atomo colpito da un fotone

Secondo la teoria di Bohr, nel passare da un **orbita** all'altra, l'elettrone emetteva una determinata quantità di energia o fotone di luce pari alla differenza di energia fra le orbite tra le quali avviene il salto elettronico. Quando l'elettrone si trova in un orbita superiore a quella in cui si trova normalmente, l'atomo possiede un eccesso di energia che lo rende instabile (**eccitato**). L'elettrone è quindi destinato a tornare nell'orbita di partenza riemettendo l'energia precedentemente assorbita tramite un fotone la cui energia è appunto pari a

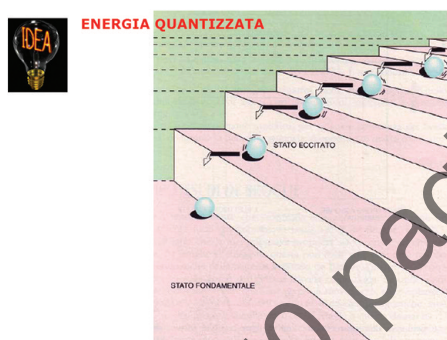
$$E_2 - E_1 = \Delta E = h\nu$$



L'energia quantizzata (cioè quantitativamente definita) era determinata da un fattore o un numero che Bohr indicò col numero quantico n (detto principale) che, poteva assumere solo **valori interi: 1,2,3,ecc.**

Nel modello di Bohr l'elettrone si comporta come una pallina che staziona su un gradino e può salire a un livello superiore, se acquista energia, o scendere a uno inferiore se la perde, ma lo fa sempre "saltando uno o più gradini"

"L'energia che bisogna spendere per salire un gradino di una scala non è generica ma una quantità ben definita, che dipende dall'altezza dello scalino; se spendessi una energia per salire mezzo scalino non riuscirei a compiere la salita e se spendessi una energia superiore a quella necessaria potrei salire un maggior numero di scalini, ma l'energia che dovrei spendere dovrà essere sempre un multiplo intero di quella da spendere per salire un gradino".



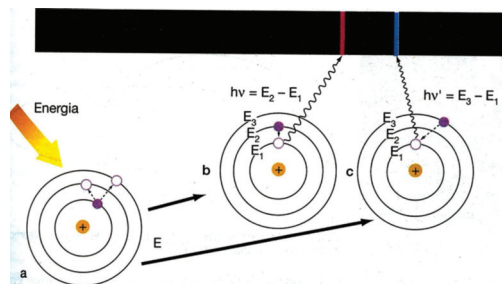
Grande risonanza riscontrò nel mondo scientifico il modello di Bohr che contribuì alla comprensione degli spettri atomici sia di emissione che di assorbimento in quanto, fu dimostrato che la formazione delle righe sono dovute ai salti elettronici.



Video RAI
Scuola l'atomo
di Bohr



Videolezione:
la teoria di Bohr



Dalla figura si osserva che quando ad un atomo si somministra energia, l'elettrone salta da un'orbita o livello energetico inferiore ad uno superiore e successivamente ritorna nello stato fondamentale emettendo energia pari al salto di orbita o di livello energetico effettuato. Ad ogni salto corrisponde una sola riga nello spettro.

Esempi:**1. Fuochi pirotecnici**

L'energia conseguente all'esplosione durante i fuochi d'artificio eccita gli atomi dei sali contenuti nella polvere pirica i quali atomi nel tornare nello stato fondamentale emettono radiazioni luminose di colore **giallo** se c'è del **sodio**, **rosso** se c'è **litio**, **verde** se c'è **rame**, **violetto** se c'è **potassio** e così via.

**2. Saggi alla fiamma**

In chimica il **saggio alla fiamma** è una semplice tecnica di analisi qualitativa per verificare la presenza di ioni di metalli: metalli alcalini, alcalino-terrosi e alcuni metalli di transizione. Si basa sull'emissione di luce di determinate frequenze da parte degli atomi di un campione, eccitati per via termica.

**Modello di Bohr-Sommerfeld (numero quantico secondario l)**

Il modello planetario di Bohr aveva dei limiti e fra essi quello più evidente riguardava l'ipotesi che le orbite degli elettroni fossero circolari. Tale ipotesi che assimilava gli effetti della legge di Coulomb a quella della gravitazione universale, non considerava le conseguenze della gravitazione sui pianeti. Infatti i corpi celesti che ruotano intorno a una stella, ruotano intorno ad un baricentro comune su orbite ellittiche di cui l'orbita circolare può essere considerata un caso particolare.

Nel **1915 A. Sommerfeld** portò alcune modifiche al modello di Bohr, introducendo anche le **orbite ellittiche** in cui il nucleo occupava uno dei due fuochi, in modo del tutto analogo a quanto accade per le orbite planetarie.



Fisico e matematico, si occupò in particolare di fisica atomica e quantistica. Tra i suoi studenti Heisenberg e Pauli.

A. Sommerfeld (Königsberg, 1868 - Monaco di Baviera 1951)



Livelli, orbitali, elettroni.

Atomo di Sommerfeld (1915)

Sommerfeld propose che le orbite elettroniche potessero essere ellittiche

Sommerfeld ipotizzò che mentre nel primo livello l'elettrone poteva percorrere solo un'orbita circolare, nel secondo livello oltre ad un'orbita circolare l'elettrone avrebbe potuto occupare con la stessa energia, anche un'orbita ellittica.

Nel terzo livello era possibile per l'elettrone occupare, oltre all'orbita circolare due orbite ellittiche e così via.

L'introduzione delle orbite ellittiche permise di risolvere il problema della struttura fine delle righe spettrali.

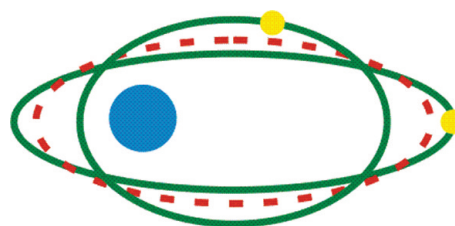
Con l'affinamento delle **tecniche spettroscopiche** risultò infatti che, utilizzando maggiori risoluzioni, ciascuna riga spettrale appariva composta da una serie di sottili righe molto ravvicinate, ad indicare la probabile esistenza di **sottolivelli** all'interno di ciascun livello energetico principale.

Sommerfeld spiegò la possibile esistenza delle orbite ellittiche sfruttando le sue conoscenze sulla relatività. Infatti se un corpo, oggetto di studio, si muove ad una velocità vicina a quella della luce, la relatività dimostrava che la massa del corpo non rimane costante ma cresce al crescere della velocità.

Sommerfeld considerando che nel moto lungo un'ellisse l'elettrone è costretto a viaggiare più velocemente quando si trova più vicino al nucleo e più lentamente quando si trova più distante, la massa elettronica subisce delle modificazioni, aumentando in prossimità del nucleo e diminuendo nel punto più distante con la conseguenza che variando la distanza dal nucleo l'elettrone perde e acquista energia senza così collassare su di esso.

Le orbite ellittiche di Sommerfeld resero necessaria l'introduzione di un altro numero quantico detto numero **quantico secondario o azimutale** indicato con **l** . **l** è un numero intero positivo il cui valore dipende dal valore assunto da n

$$0 \leq l \leq n - 1$$



Quindi

se $n = 1$ $l = 0$ orbita di **tipo s**

(ciò significa che nel primo livello vi è una sola orbita circolare, indicata appunto con $l = 0$, o con la lettera 's').

se $n = 2$ $l = 0$ orbita di **tipo s**

$l = 1$ orbita di **tipo p**

(ciò significa che nel secondo livello oltre ad una orbita circolare ($l = 0$), naturalmente di diametro maggiore della precedente, vi è anche un'orbita ellittica ($l = 1$) indicata con la lettera 'p'.

se $n = 3$ $l = 0$ orbita di **tipo s**

$l = 1$ orbita di **tipo p**

$l = 2$ orbita di **tipo d**

(ciò significa che nel terzo livello possono trovar posto oltre ad un'orbita circolare s ed una ellittica di tipo p, una seconda orbita ellittica ($l = 2$), avente naturalmente eccentricità differente, indicata con la lettera 'd'.

se $n = 4$ $l = 0$ orbita di **tipo s**

$l = 1$ orbita di **tipo p**

$l = 2$ orbita di **tipo d**

$l = 3$ orbita di **tipo f**

(ciò significa che nel quarto livello, oltre alle precedenti orbite può trovar posto una terza orbita ellittica ($l = 3$), avente forma diversa ed indicata con la lettera 'f'.

In seguito furono ipotizzati, mai elaborate matematicamente e quindi geometricamente, altri tipi di orbite ellittiche caratterizzate da numeri quantici secondari $l=4$; $l=5$; $l=6$; infatti

se $n = 5$ $l = 0$ orbita di **tipo s**

$l = 1$ orbita di **tipo p**

$l = 2$ orbita di **tipo d**

$l = 3$ orbita di **tipo f**

$l = 4$ orbita di **tipo g**

se $n = 6$ $l = 0$ orbita di **tipo s**

$l = 1$ orbita di **tipo p**

$l = 2$ orbita di **tipo d**

$l = 3$ orbita di **tipo f**

$l = 4$ orbita di **tipo g**

$l = 5$ orbita di **tipo h**

se $n = 7$ $l = 0$ orbita di **tipo s**

$l = 1$ orbita di **tipo p**

$l = 2$ orbita di **tipo d**

$l = 3$ orbita di **tipo f**

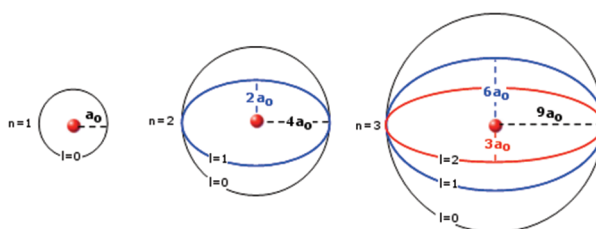
$l = 4$ orbita di **tipo g**

$l = 5$ orbita di **tipo h**

$l = 6$ orbita di **tipo i**

In pratica il numero quantico secondario determina la forma dell'orbita descritta dall'elettrone.

Le lettere s, p, d, f sono le iniziali dei termini con cui storicamente venivano indicate in spettroscopia le righe corrispondenti; **sharp, principal, diffuse e fundamental**.



Orbite ellittiche di Sommerfeld per i primi tre livelli energetici (a_0 = raggio di Bohr)

Il numero quantico magnetico m

Il numero dei sottolivelli prodotto dall'introduzione delle orbite ellittiche non giustificava completamente la struttura fine dello spettro. Fin dalla fine dell'800 era noto che quando una sorgente luminosa viene sottoposta ad un campo magnetico, le righe spettrali vengono ulteriormente scomposte in diverse componenti (**effetto Zeeman**)

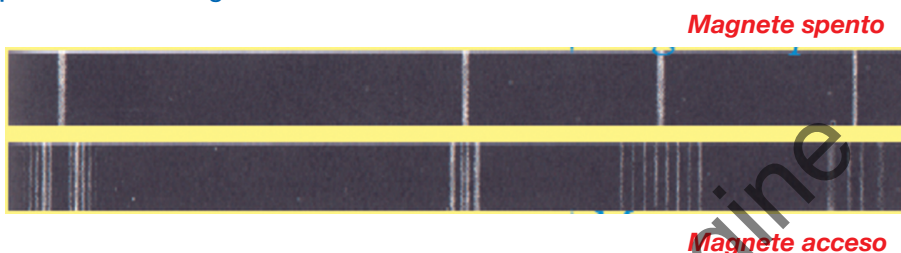


Era solo un diciottenne studente di scuola superiore quando, nel 1883, fu visibile in Olanda l'aurora boreale. Ne fece un disegno e una descrizione che inviò alla rivista "Nature".

L'editore ringraziò per "le attente osservazioni del Professor Zeeman dal suo osservatorio di Zonnemaire". Ebbe il Nobel per la Fisica nel 1902.

Zeeman (Zoonnemair, 1865 – Amsterdam, 1943)

Effetto Zeeman per l'atomo di idrogeno



La stessa orbita quindi, sottoposta ad un **campo magnetico** esterno, diversifica il suo contenuto energetico dando luogo ad altri sottolivelli orientati in varie direzioni.

Il numero delle direzioni consentite era espresso dal cosiddetto **numero quantico magnetico m** che può assumere solo i **valori interi** compresi tra $-l$ e $+l$.

$$-l \leq m \leq +l$$

se $l = 0$ (**orbita circolare s**) $m = 0$

ciò significa che sottoposta ad un campo magnetico esterno un'orbita circolare dà luogo ad un'unica orientazione corrispondente ad un'unica riga. Avremo perciò **una sola orbita circolare di tipo s**.

se $l = 1$ (**orbita ellittica di tipo p**) m può assumere i valori $+1$; 0 ; -1

ciò significa che tale orbita può orientarsi in tre modi diversi producendo tre sottolivelli. Avremo perciò **3 orbite di tipo p** indicate ciascuna con un diverso valore di m .

se $l = 2$ (**orbita ellittica di tipo d**) m può assumere i valori $+2$; $+1$; 0 ; -1 ; -2

ciò significa che questo tipo di orbita ellittica può orientarsi in 5 modi differenti producendo quindi 5 sottolivelli. Avremo perciò **5 orbite di tipo d**, indicate ciascuna con un diverso valore di m .

se $l = 3$ (**orbita ellittica di tipo f**) m può assumere i valori $+3$; $+2$; $+1$; 0 ; -1 ; -2 ; -3

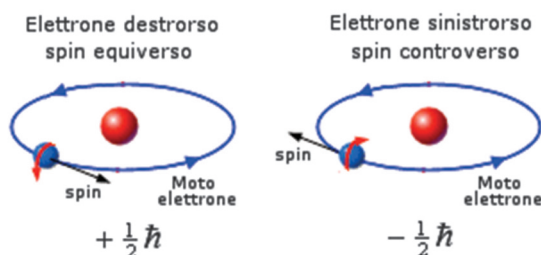
(ciò significa che questo tipo di orbita può orientarsi in 7 modi diversi, producendo 7 sottolivelli. Avremo perciò **7 orbite di tipo f**, indicate ciascuna con un diverso valore di m).

Il valore del numero quantico magnetico determina quindi il numero di orbite di una certa forma presenti in ciascun livello energetico principale.

Il numero quantico magnetico dell'elettrone o di spin s

Alla fine del 1925 **G.E. Uhlenbeck** e **S.A. Goudsmit**, ipotizzarono l'esistenza di un **momento magnetico** dell'elettrone che chiamarono **numero quantico di spin** (dal verbo inglese to spin = ruotare) e confermarono le prime ipotesi che erano alla base del futuro principio di Pauli.

Secondo i lavori dei due scienziati era possibile immaginare l'elettrone carico negativamente come una piccola trottola che gira intorno al suo asse, tale rotazione potrà avvenire in senso orario (convenzionalmente $-1/2$) ed in senso antiorario lungo l'asse (convenzionalmente $+1/2$).



Dunque, in accordo a quanto poi affermato da Pauli, in ogni orbita possono coesistere al massimo due elettroni i quali si distinguono per avere spin, ad essi associati, opposti. Il principio spiega in modo semplice anche la periodicità degli elementi chimici.

Quando infatti un livello energetico risulta pieno di elettroni, i successivi sono costretti a riempire il livello energetico successivo, dove si trovano orbite dello stesso tipo del precedente, anche se di dimensioni maggiori.

Gli elettroni si distribuiscono nei vari livelli con andamento regolare e periodico. Poiché poi sono gli elettroni più esterni a fornire le caratteristiche chimiche all'elemento diventa ovvia anche la periodicità di tali caratteristiche che si risconterà nella tavola periodica.

Principio di esclusione di Pauli

Il fisico tedesco **Wolfgang Pauli** sulla base dei numeri quantici conosciuti, formulò il principio noto come **principio di esclusione**, che permise di descrivere correttamente la distribuzione degli elettroni nelle diverse orbite.

Il principio di esclusione di Pauli afferma che:

"ogni orbita quantica non può contenere più di due elettroni, i quali si differenziano per il valore di un quarto numero quantico detto numero quantico di spin. Il numero di spin può assumere solo i valori $+1/2$ e $-1/2$ ".

Con maggiore sintesi lo stesso principio può così essere enunciato:

"in un atomo non possono esistere 2 elettroni con tutti e quattro i numeri quantici uguali"