



POLITECNICO
MILANO 1863

1863 POLITECNICO DI MILANO

CORSO DI CHIMICA GENERALE

Ing. Informatica/Automazione/Telecomunicazioni

Teoria Atomica della Materia - A.A. 2024/2025

★ Storia della chimica...in breve

Nell'antica Grecia si credeva che tutta la materia fosse formata dall'insieme di quattro elementi: ARIA, TERRA, FUOCO ed ACQUA (**Aristotele** 350 a.C.)



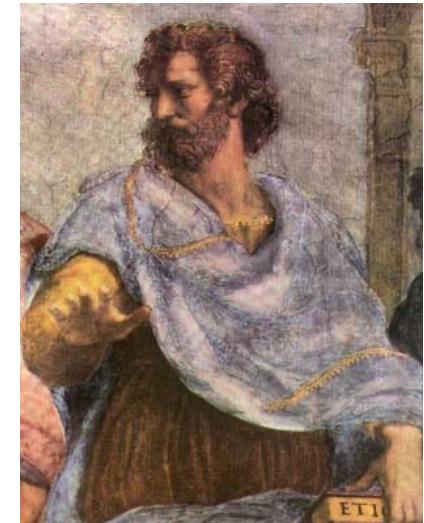
Robert Boyle
(25 gennaio 1627 – 30 dicembre 1691)



Secoli di **ALCHIMIA**



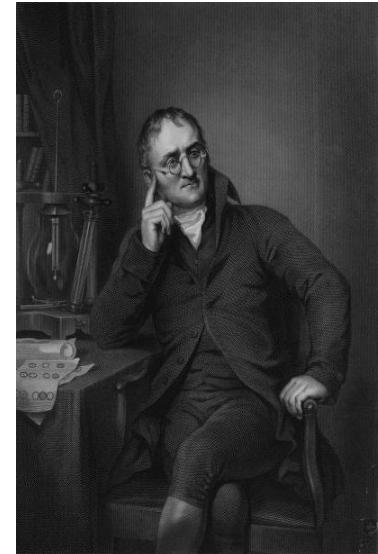
La nascita della chimica moderna viene fatta risalire alla seconda metà del XVII secolo, con la pubblicazione da parte di **Robert Boyle** del libro “*The Sceptical Chymist*” (1661), in cui sosteneva che la materia fosse costituita da particelle e le sostanze da atomi diversi. Si dovette attendere quasi cinquant'anni perché quelle idee rivoluzionarie venissero accettate dalla comunità scientifica.



◆ Struttura atomica della materia

✓ Ipotesi atomica – Dalton (1803):

- gli *elementi* sono costituiti da piccole **particelle** chiamate *atomi*, **indivisibili** e **indistruttibili**
- gli atomi di un dato elemento sono **identici** tra loro
- diversi atomi (di **diversi elementi**) hanno **diverso peso**
- atomi diversi possono **combinarsi** tra di loro, in numeri interi, a dare un *composto* chimico
- in una *reazione chimica* gli atomi degli elementi rimangono **inalterati** in **numero** e **qualità**



John Dalton
(6 settembre 1766 –
27 luglio 1844)

Modello dell'atomo secondo Dalton (1803):
sferetta indivisibile di materia neutra



◆ Struttura atomica della materia

La materia è costituita da atomi (atomos = invisibile)

✓ Legge delle proporzioni definite e costanti - Proust (1799):

quando due o più **elementi** reagiscono per formare un determinato **composto**, si combinano sempre secondo **proporzioni in massa** definite e costanti.

Esempio: in ogni campione di acqua (composto) c'è sempre lo stesso rapporto in massa 1:8 tra idrogeno (elemento) e ossigeno (elemento). Quindi in 18 g di acqua ci sono 16 g di ossigeno e 2 g di idrogeno



Joseph Louis Proust
(26 settembre 1754 – 5 luglio 1826)



L'atomo

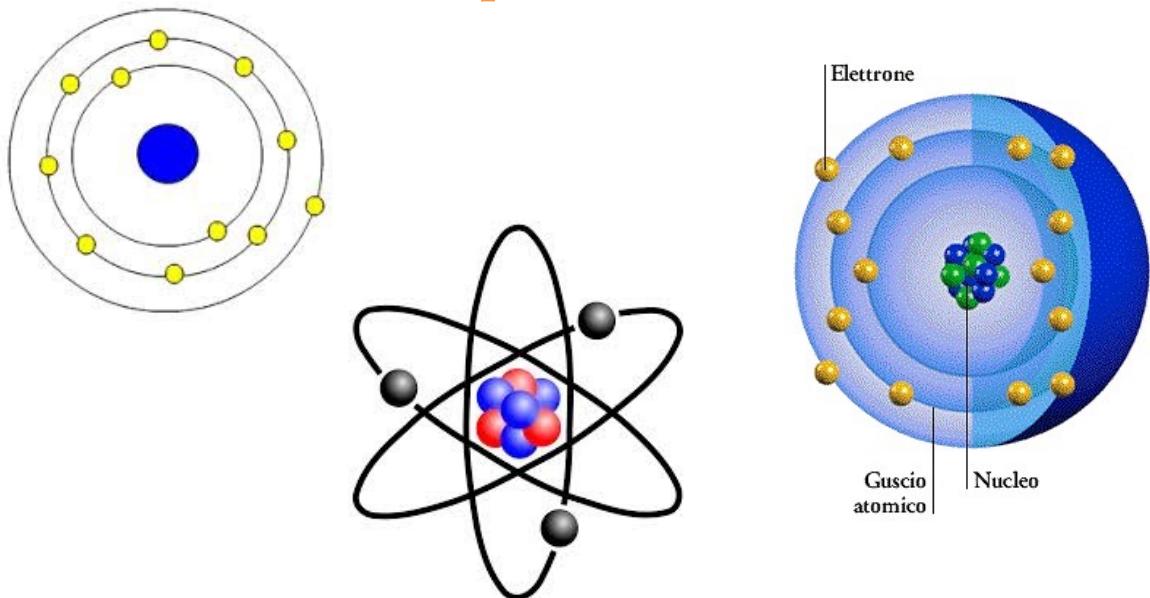
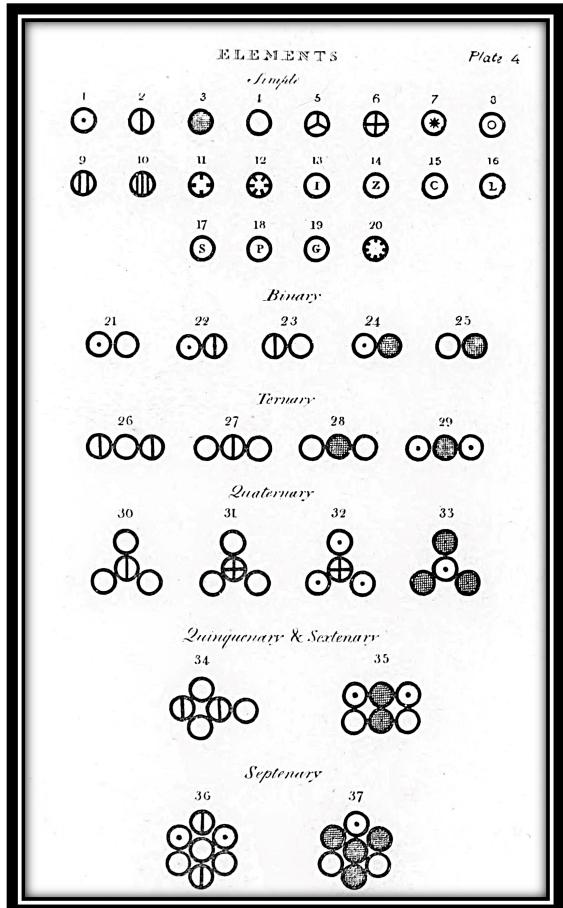
- L'atomo è veramente indivisibile?

- Qual è la sua natura?

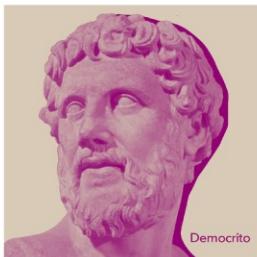
- Perché l'atomo di un elemento è diverso dall'atomo di un altro?

- Cosa tiene uniti gli atomi nelle molecole?

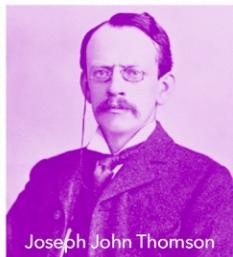
- Perché esistono elementi le cui molecole sono monoatomiche ed altri le cui molecole sono poliatomiche?



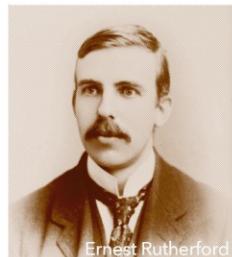
DALTON
1800 c.a.



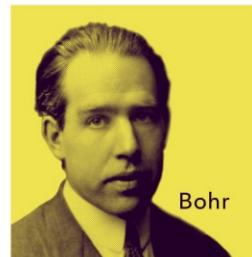
DEMOCRITO
460 A.C.



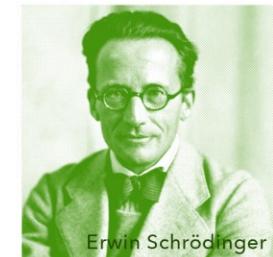
THOMPSON
1897



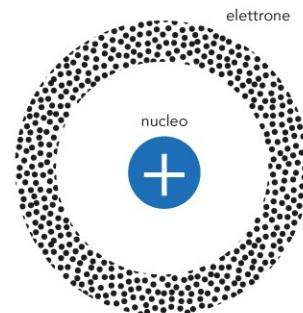
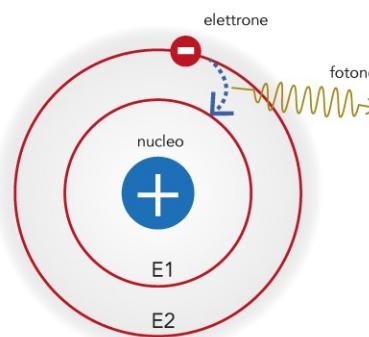
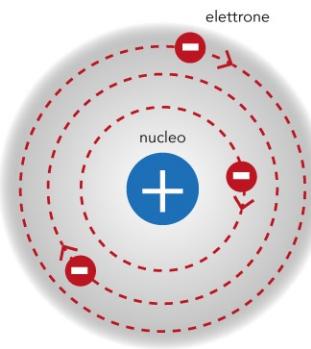
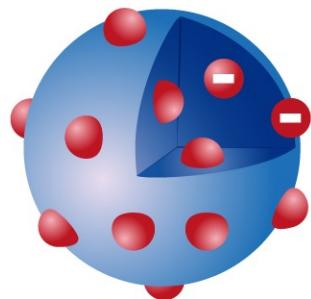
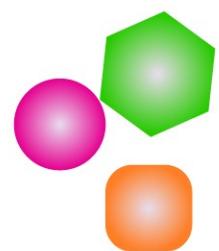
RUTHERFORD
1912



BOHR
1913



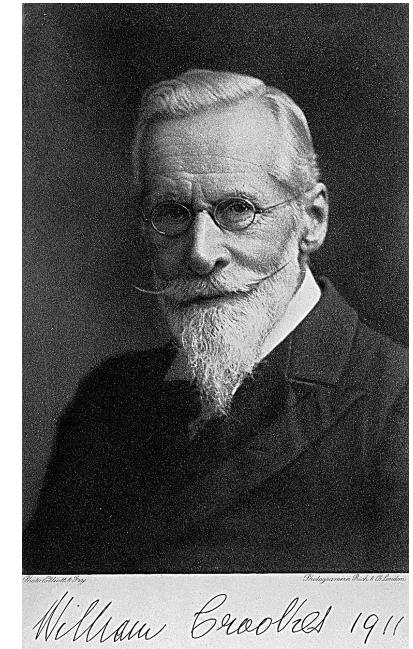
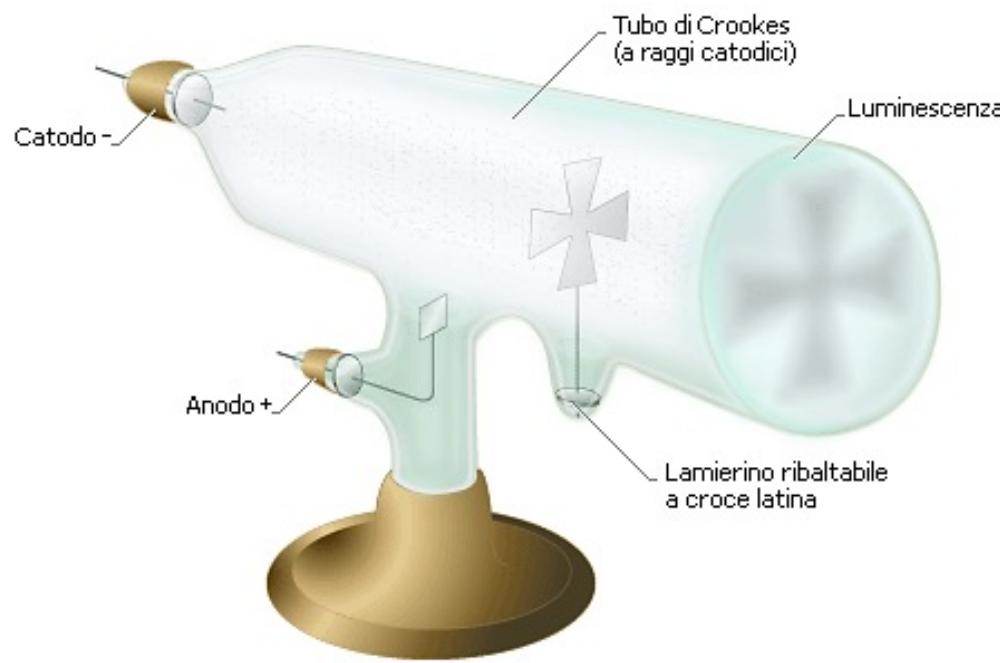
SCHRÖDINGER
1930



© SxT - Cuicchio INFN



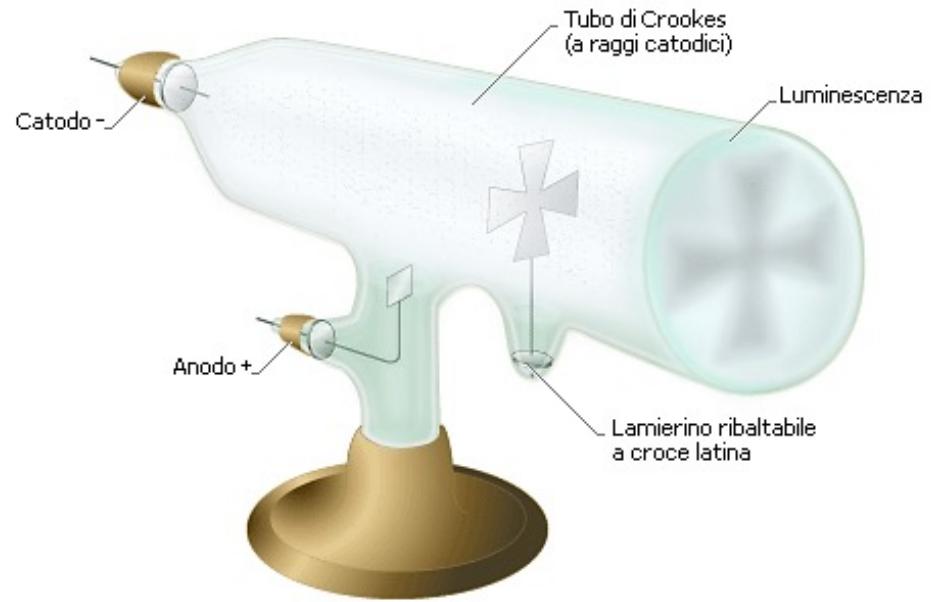
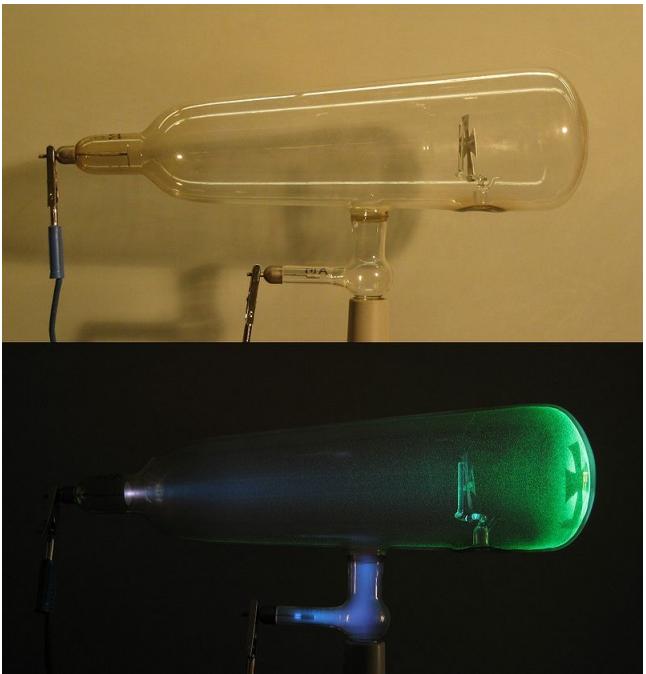
Nel 1875 **Sir William Crookes** scopre i *raggi catodici*:



Sir William Crookes
(17 giugno 1832 – 4 aprile 1919)

Nel vuoto non spinto del tubo, quando tra gli elettrodi è applicato un alto voltaggio, le particelle negative (*raggi catodici*) viaggiano ad alta velocità in linea retta, creando un’ “ombra” sullo schermo retrostante.

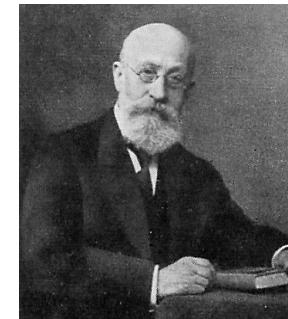




Oggi sappiamo che i *raggi catodici* altri non sono che *elettroni* prodotti dalla ionizzazione delle molecole gassose residue nel tubo (c'è aria, non vuoto spinto). Accelerati dal campo elettrico, in atmosfera rarefatta, gli e- colpiscono la croce in metallo posta sul loro cammino e producono fenomeni di *luminescenza* del gas (una volta eccitato emette nel visibile).



Nel 1886 Eugen Goldstein nota particelle che viaggiano in direzione opposta ai *raggi catodici*. È la prima evidenza dell'esistenza di particelle caricate positivamente.



Eugen Goldstein
(1850 - 1930)

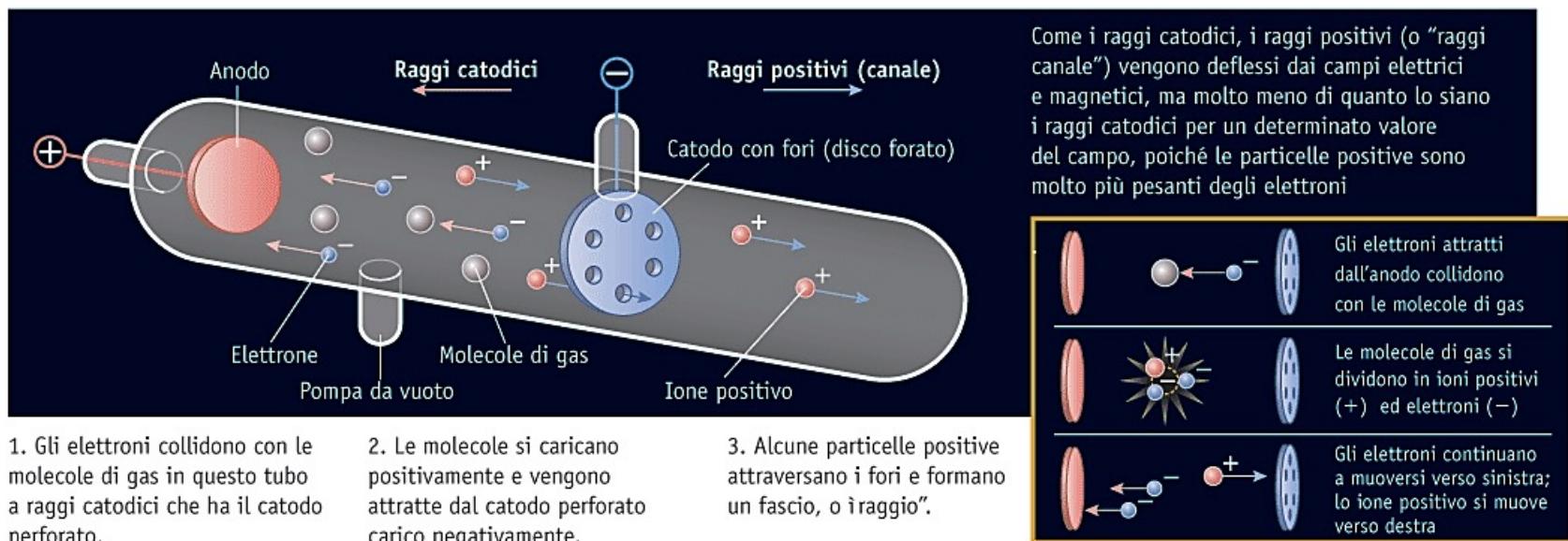


Figura 2.5 Raggi canale. Nel 1886 E. Goldstein rilevò un fascio di particelle che viaggiava in direzione opposta dei raggi catodici carichi negativamente. Ora sappiamo che queste particelle sono ioni carichi positivamente, formatisi dalla collisione degli elettroni con le molecole di gas presenti nel tubo a raggi catodici.



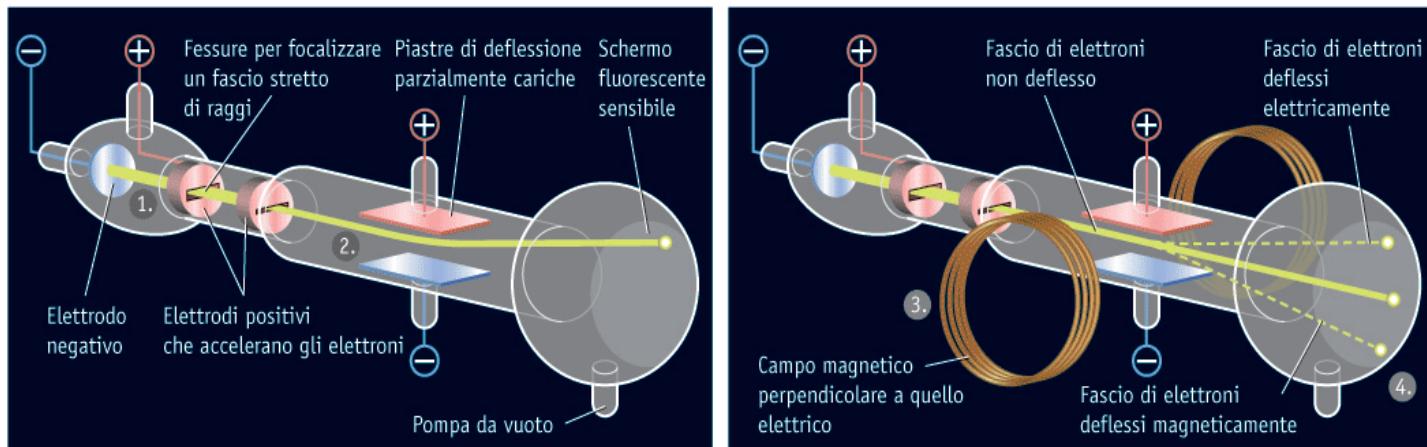
La scoperta dell'elettrone:

✓ L'esperimento di Sir Joseph J. Thomson (1897):

Poiché i *raggi catodici* non dipendevano dalla natura del catodo, Thomson comprese che queste particelle negative erano proprie di ogni atomo. Queste **particelle** prendono da allora il nome di **elettroni**.



Sir Joseph John Thomson
(18 dicembre 1856 –
30 agosto 1940)



1. Un fascio di elettroni (i raggi catodici) viene accelerato attraverso due fessure di focalizzazione

2. Quando viene fatto passare attraverso un campo elettrico il fascio di elettroni viene deflesso.

3. L'esperimento è disegnato in modo tale che il campo elettrico causi la deflessione del fascio di elettroni verso una direzione. Il campo magnetico invece deflette il fascio in direzione opposta.

4. Bilanciando gli effetti del campo magnetico e di quello elettrico si può determinare il rapporto carica/massa dell'elettrone.



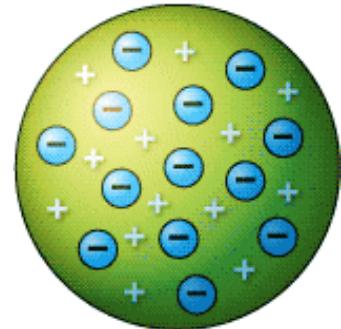
❖ Modello dell'atomo di Thompson

✓ Plum pudding model - Thompson (1904)



Nel «*modello atomico a panettone*», gli elettroni «galleggiano» in una nuvola carica positivamente. Secondo questo modello, l'atomo è costituito da una distribuzione di carica positiva diffusa, all'interno della quale sono inserite le cariche negative. Nel complesso l'atomo è elettricamente neutro.

Perciò, secondo questa ipotesi, l'atomo sarebbe sostanzialmente pieno.



Da ricordare che tale modello è nato prima della scoperta del nucleo atomico; non rispondeva pertanto alle domande aperte dal modello di Dalton...



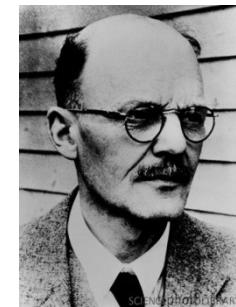
...e nel 1911 **Ernest Rutherford** (insieme ai suoi collaboratori, fra cui **Hans Wilhelm Geiger**) esegue l'esperimento storico che porta il suo nome: da qui gli verrà attribuita la **scoperta del protone**, e quindi del **nucleo dell'atomo**.



“Era l'evento più incredibile mi fosse mai capitato nel corso della mia vita. Era quasi tanto incredibile quanto l'avere sparato un proiettile di 15 pollici contro un foglio di carta velina ed essere stati colpiti dal proiettile rimbalzato sulla carta”.

Ernest Rutherford

Ernest Rutherford,
I Barone Rutherford
di Nelson
(30 agosto 1871 – 19
ottobre 1937)



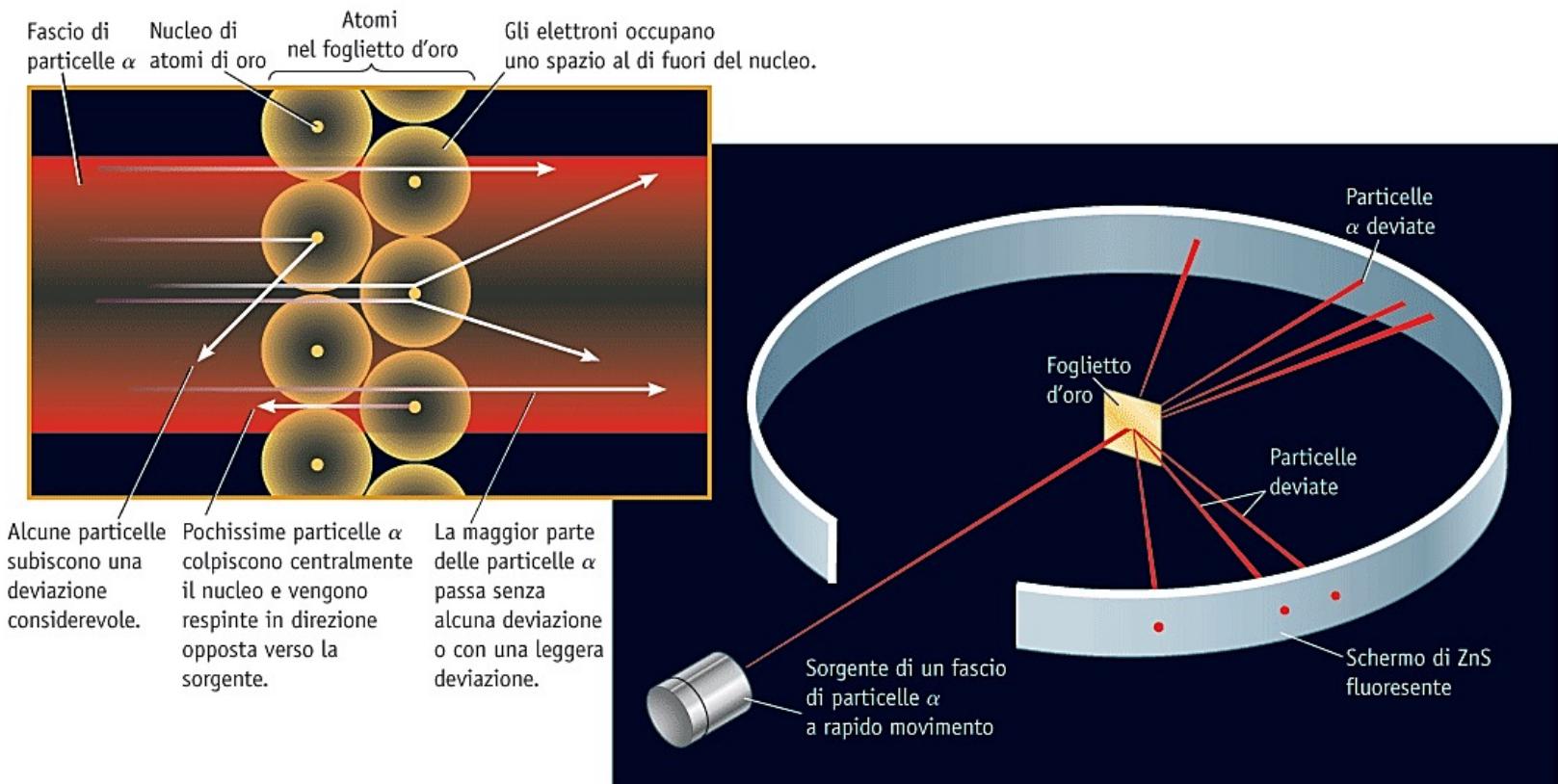
**Hans Wilhelm
Geiger**



Sir Ernest Marsden

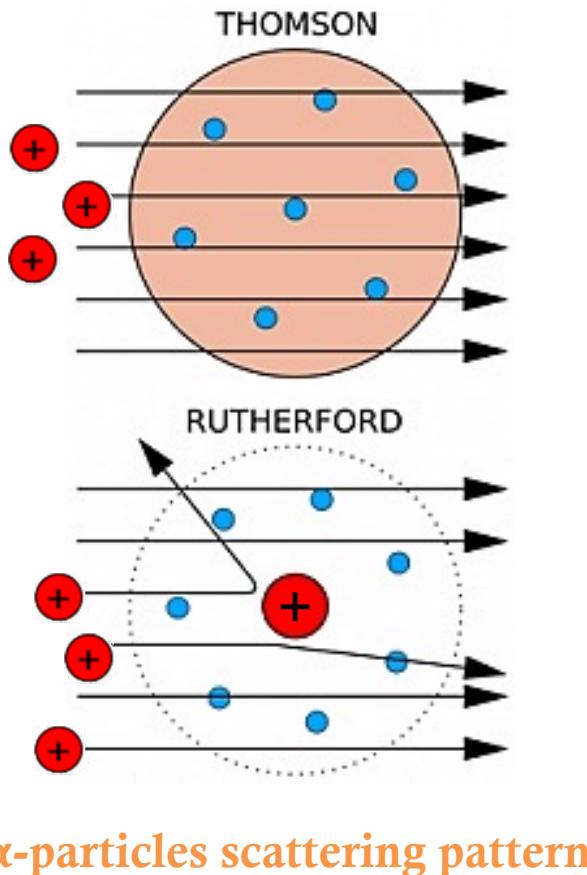


✓ L'esperimento di Rutherford:

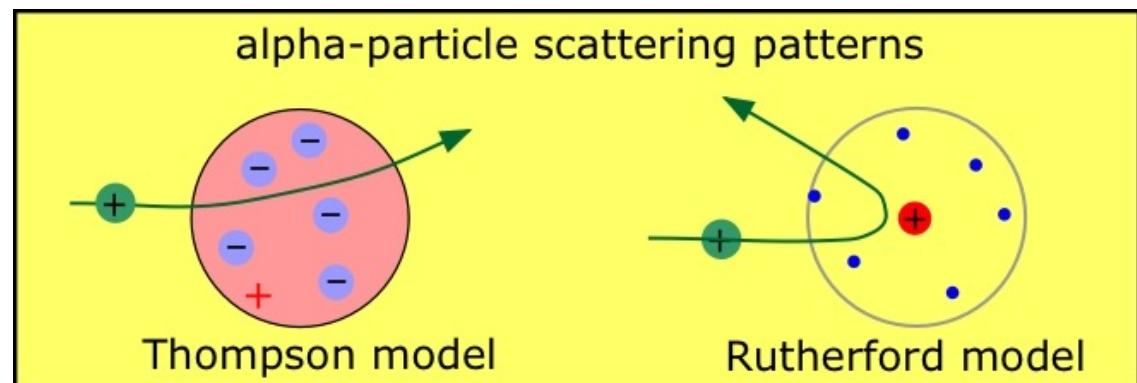


Particelle α hanno carica +

Se fosse stata valida la teoria di Thomson, tutte le particelle α avrebbero dovuto attraversare gli atomi di oro e nessuna avrebbe potuto essere riflessa o deviata. **Rutherford demolì così la teoria di Thomson ed introdusse il concetto di *atomo nucleare*.**

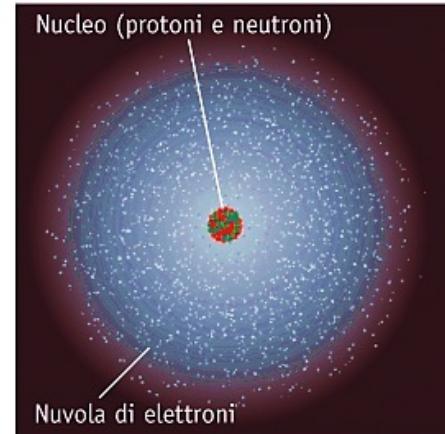


Da tale esperimento poté dedurre che l'atomo fosse un'entità pressoché vuota, in cui quasi tutta la massa è concentrata nel *nucleo* ed, a distanze più o meno elevate rispetto al raggio del nucleo, si trovano gli *elettroni*, che ruotano velocemente intorno al nucleo.



Il modello nucleare dell'atomo

- ✓ Gli atomi sono costituiti da *particelle subatomiche* dette *elettroni, protoni e neutroni*.
- ✓ Protoni e neutroni formano il *nucleo* circondato dagli elettroni.
- ✓ Il diametro dell'atomo è di circa 10^{-9} m (nm).
- ✓ Il nucleo ha un diametro di circa 10^{-14} m → **1/100000 del diametro!**
- ✓ **La maggior parte dello spazio è vuoto!!**



- ✓ Le *proprietà chimiche* di atomi e molecole sono date dagli elettroni.



✓ Le particelle fondamentali o subatomiche

TABELLA 2.1 Proprietà delle particelle atomiche*

Particella	Massa			
	Grammi	Unità di massa atomica	Carica	Simbolo
Elettrone	9.109383×10^{-31}	0.0005485799	1-	$_{-1}^0 e$ o e^-
Protone	1.672622×10^{-24}	1.007276	1+	$_{1}^1 p$ o p^+
Neutrone	1.674927×10^{-24}	1.008665	0	$_{0}^1 n$ o n

* Questi ed altri valori riportati nel libro sono presi dal sito del National Institute of Standard and Technology all'indirizzo <http://physics.nist.gov/cuu/Constants/index.html>

Rapporti di massa :

$$e/p = 1/1836$$

$$n/p = \text{masse comparabili}$$



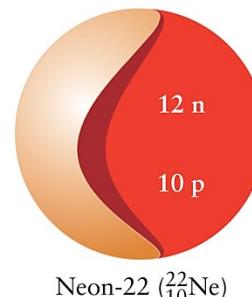
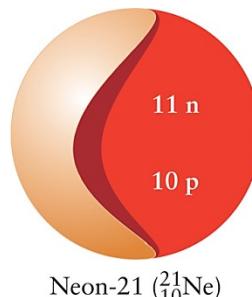
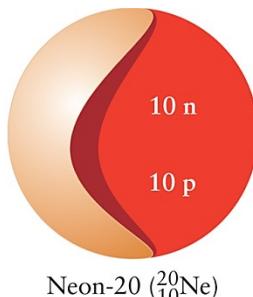
◆ Atomi e isotopi

Per identificare univocamente un atomo, si usa il seguente simbolismo:



Z è detto **numero atomico**, corrisponde al numero di protoni presenti nel nucleo e marca l'identità dell'atomo. Per questo, di solito, si omette, poiché il simbolo dell'elemento è sufficiente: il C può avere solo $Z=6$, altrimenti non sarebbe C.

A è detto **numero di massa**, e corrisponde alla somma di protoni e neutroni. Atomi dello stesso elemento (quindi con uguale **Z**) ma con differente **A** sono detti **isotopi**.



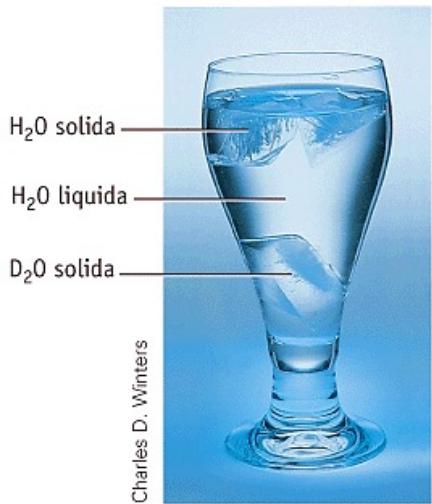


FIGURA 2.2 Il ghiaccio di "acqua pesante". L'acqua contenente idrogeno ordinario (^1H , protio) forma un solido ($d = 0.917 \text{ g/cm}^3$ a 0°C) che è meno denso del liquido ($d = 0.997 \text{ g/cm}^3$ a 25°C) e quindi galleggia su questo. (L'acqua è unica in questo: la fase solida di quasi tutte le altre sostanze affonda nella corrispondente fase liquida). Analogamente, il "ghiaccio pesante" (D_2O , ossido di deuterio) galleggia in "acqua pesante". Il ghiaccio- D_2O è più denso dell' H_2O liquida, quindi dei cubetti di D_2O affondano nell' H_2O liquida.

TABELLA 2.2 Abbondanza isotopica e peso atomico

Elemento	Simbolo	Peso atomico	Numero di massa	Massa isotopica (u)	Abbondanza naturale (%)
Idrogeno	H	1.00794	1	1.0078	99.985
	D*		2	2.0141	0.015
	T†		3	3.0161	0
Boro	B	10.811	10	10.0129	19.91
			11	11.0093	80.09
Neon	Ne	20.1797	20	19.9924	90.48
			21	20.9938	0.27
			22	21.9914	9.25
Magnesio	Mg	24.3050	24	23.9850	78.99
			25	24.9858	10.00
			26	25.9826	11.01

*D = deuterio; †T = trizio, radioattivo.

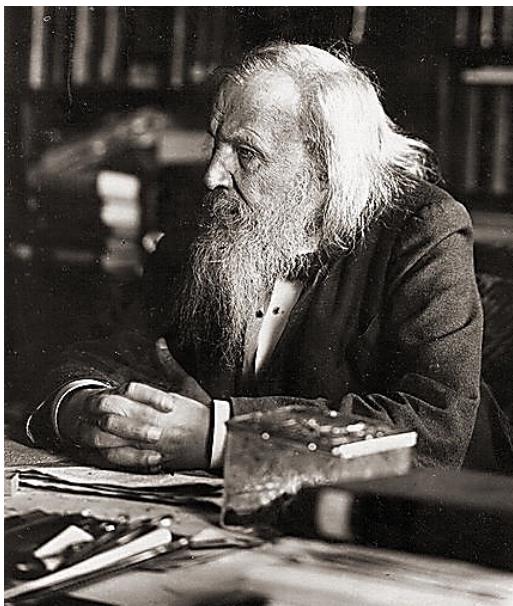


Kotz, Treichel, Townsend
Chimica
EdiSES



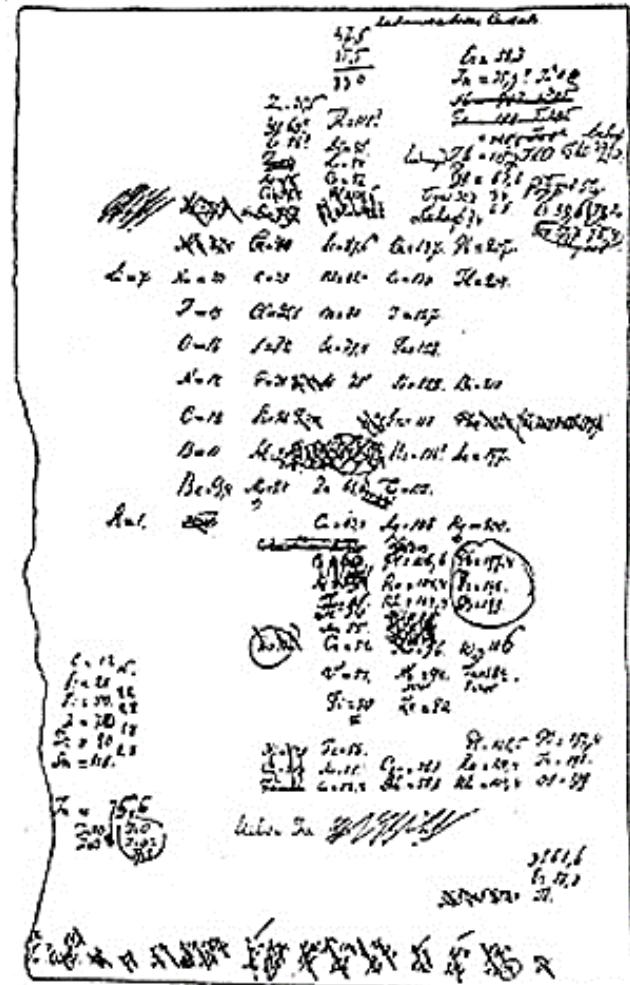
◆ Mendeleev: alla ricerca di una regolarità

Mendeleev notò per primo che, ordinando gli elementi conosciuti in base al peso atomico, questi si potevano disporre in una “tabella” che ne evidenziasse le analogie!



Dmitri Ivanovich Mendeleev
(8 febbraio 1834 – 2 febbraio 1907)

Mendeleev era convinto che la misura delle masse atomiche fosse inaccurata, invece un assistente di Rutherford si accorse che la «periodicità» era correlata al numero atomico, correggendo la tavola.



Marzo 1869



La tavola periodica degli elementi

Gruppo ↓

IUPAC Periodic Table of the Elements

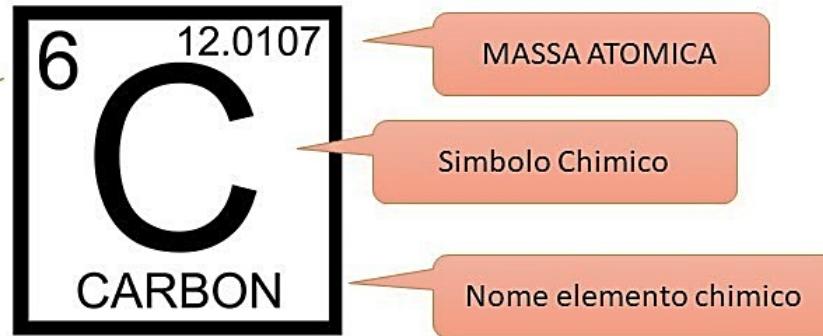
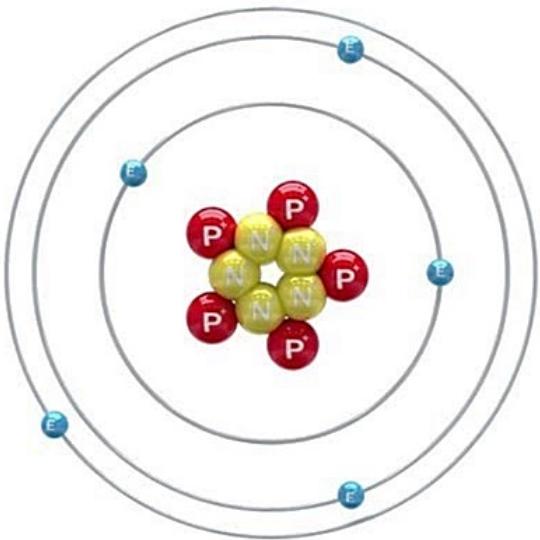


1 1 H hydrogen [1.007, 1.009]	2 3 Li lithium [6.938, 6.997]	4 Be beryllium 9.012													13 B boron [10.80, 10.83]	14 C carbon [12.00, 12.02]	15 N nitrogen [14.00, 14.01]	16 O oxygen [15.99, 16.00]	17 F fluorine 19.00	10 Ne neon 20.18	18 He helium 4.003
3 Li lithium [6.938, 6.997]	4 Be beryllium 9.012													5 B boron [10.80, 10.83]	6 C carbon [12.00, 12.02]	7 N nitrogen [14.00, 14.01]	8 O oxygen [15.99, 16.00]	9 F fluorine 19.00	10 Ne neon 20.18	18 He helium 4.003	
11 Na sodium 22.99	12 Mg magnesium [24.30, 24.31]													13 Al aluminum 26.98	14 Si silicon [28.08, 28.08]	15 P phosphorus 30.97	16 S sulfur [32.06, 32.06]	17 Cl chlorine [35.44, 35.45]	10 Ne neon 20.18	18 Ar argon 39.95	
19 K potassium 39.10	20 Ca calcium 40.08	21 Sc scandium 44.96	22 Ti titanium 47.87	23 V vanadium 50.94	24 Cr chromium 52.00	25 Mn manganese 54.94	26 Fe iron 55.85	27 Co cobalt 58.93	28 Ni nickel 58.69	29 Cu copper 63.55	30 Zn zinc 65.38(2)	31 Ga gallium 69.72	32 Ge germanium 72.63	33 As arsenic 74.92	34 Se selenium 78.97	35 Br bromine 79.92, 79.91	36 Kr krypton 83.80				
27 Rb rubidium 85.47	28 Sr strontium 87.62	29 Y yttrium 88.91	30 Zr zirconium 91.22	31 Nb niobium 92.91	32 Mo molybdenum 95.95	33 Tc technetium	34 Ru ruthenium 101.1	35 Rh rhodium 102.9	36 Pd palladium 106.4	37 Ag silver 107.9	38 Cd cadmium 112.4	39 In indium 114.8	40 Sn tin 115.7	41 Sb antimony 121.8	42 Te tellurium 126.9	43 I iodine 126.9	44 Xe xenon 131.3				
55 Cs caesium 132.9	56 Ba barium 137.3	57-71 lanthanoids	72 Hf hafnium 178.5	73 Ta tantalum 180.9	74 W tungsten 183.8	75 Re rhenium 186.2	76 Os osmium 190.2	77 Ir iridium 192.2	78 Pt platinum 195.1	79 Au gold 197.0	80 Hg mercury 200.6	81 Tl thallium 204.4, 204.4	82 Pb lead 207.2	83 Bi bismuth 209.0	84 Po polonium	85 At astatine	86 Rn radon				
87 Fr francium	88 Ra radium	89-103 actinoids	104 Rf rutherfordium	105 Db dubnium	106 Sg seaborgium	107 Bh bohrium	108 Hs hassium	109 Mt meitnerium	110 Ds darmstadtium	111 Rg roentgenium	112 Cn copernicium	113 Uut ununtrium	114 Fl flerovium	115 Uup ununpentium	116 Lv Livermorium	117 Uus ununseptium	118 Uuo ununoctium				
			57 La lanthanum 138.9	58 Ce cerium 140.1	59 Pr praseodymium 140.9	60 Nd neodymium 144.2	61 Pm promethium	62 Sm samarium 150.4	63 Eu europium 152.0	64 Gd gadolinium 157.3	65 Tb terbium 168.9	66 Dy dysprosium 162.5	67 Ho holmium 164.9	68 Er erbium 167.3	69 Tm thulium 168.9	70 Yb ytterbium 173.0	71 Lu lutetium 175.0				
			89 Ac actinium	90 Th thorium 232.0	91 Pa protactinium 231.0	92 U uranium 238.0	93 Np neptunium	94 Pu plutonium	95 Am americium	96 Cm curium	97 Bk berkelium	98 Cf californium	99 Es einsteinium	100 Fm fermium	101 Md mendelevium	102 No nobelium	103 Lr lawrencium				
INTERNATIONAL UNION OF PURE AND APPLIED CHEMISTRY																					

For notes and updates to this table, see www.iupac.org. This version is dated 8 January 2016.
Copyright © 2016 IUPAC, the International Union of Pure and Applied Chemistry.



❖ Come si legge la tavola periodica?



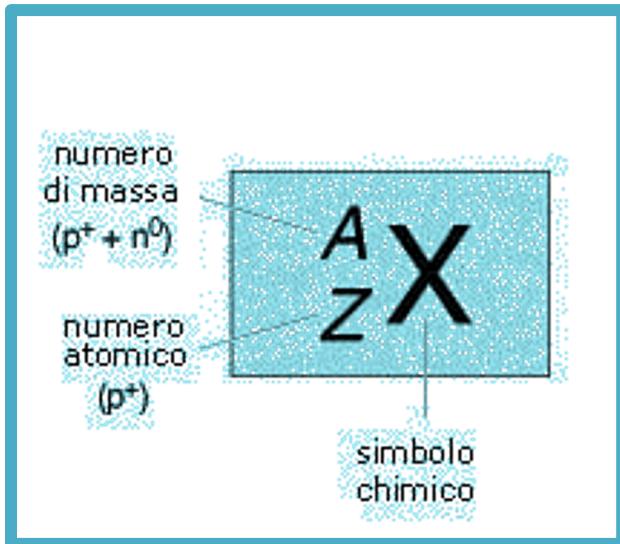
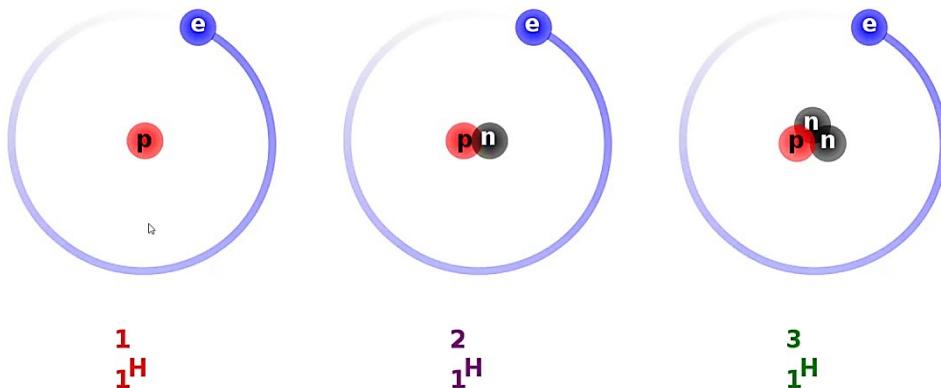
NUMERO ATOMICO = N° protoni

MASSA ATOMICA = N° protoni + N° Neutroni

Ogni specie chimica ha un suo caratteristico numero atomico, perché da esso dipende la specie chimica, la massa atomica invece può variare grazie ai neutroni.



..la massa atomica può variare grazie ai neutroni, pur restando lo stesso elemento!!



CARBONIO 12	CARBONIO 13	CARBONIO 14
Protoni 6	Protoni 6	Protoni 6
Neutroni 6	Neutroni 7	Neutroni 8
Elettroni 6	Elettroni 6	Elettroni 6
Numero atomico 6	Numero atomico 6	Numero atomico 6
Numero di massa 12	Numero di massa 13	Numero di massa 14



La tavola ha molti livelli di lettura, e per chi la sa leggere, è fonte di tantissime informazioni:

1	H															2	He																		
3	Li	4	Be													5	B																		
11	Na	12	Mg													6	C																		
19	K	20	Ca	21	Sc	22	Ti	23	V	24	Cr	25	Mn	26	Fe	27	Co	28	Ni	29	Cu	30	Zn	31	Ga	32	Ge	33	As	34	Se	35	Br	36	Kr
37	Rb	38	Sr	39	Y	40	Zr	41	Nb	42	Mo	43	Tc	44	Ru	45	Rh	46	Pd	47	Ag	48	Cd	49	In	50	Sn	51	Sb	52	Te	53	I	54	Xe
55	Cs	56	Ba			72	Hf	73	Ta	74	W	75	Re	76	Os	77	Ir	78	Pt	79	Au	80	Hg	81	Tl	82	Pb	83	Bi	84	Po	85	At	86	Rn
87	Fr	88	Ra			104	Rf	105	Db	106	Sg	107	Bh	108	Hs	109	Mt	110	Ds	111	Rg	112	Cn	113	Nh	114	Fl	115	Mc	116	Lv	117	Ts	118	Og

SOLIDO

LIQUIDO

GASSOSO

(a p e $T_{amb.}$)

57	58	59	60	61	62	63	64	65	66	67	68	69	70	71
La	Ce	Pr	Nd	Pm	Sm	Eu	Gd	Tb	Dy	Ho	Er	Tm	Yb	Lu

89	90	91	92	93	94	95	96	97	98	99	100	101	102	103
Ac	Th	Pa	U	Np	Pu	Am	Cm	Bk	Cf	Es	Fm	Md	No	Lr



1	H														2	He	
3	Li	Be													10	F Ne	
11	Na	Mg													18	Ar	
19	K	Ca	Sc	Ti	V	Cr	Mn	Fe	Co	Ni	Cu	Zn	Ga	Ge	As	Se	Br Kr
37	Rb	Sr	Y	Zr	Nb	Mo	Tc	Ru	Rh	Pd	Ag	Cd	In	Sn	Sb	Te	I Xe
55	Cs	Ba	La	Hf	Ta	W	Re	Os	Ir	Pt	Au	Hg	Tl	Pb	Bi	Po	At Rn
87	Fr	Ra	Ac	Rf	Db	Sg	Bh	Hs	Mt	uun							

58	59	60	61	62	63	64	65	66	67	68	69	70	71	
Ce	Pr	Nd	Pm	Sm	Eu	Gd	Tb	Dy	Ho	Er	Tm	Yb	Lu	
90	91	92	93	94	95	96	97	98	99	100	101	102	103	
Th	Pa	U	Np	Pu	Am	Cm	Bk	Cf	Es	Fm	Md	No	Lr	

Li

Solidi

Metalli Alcalini

Altri metalli

Cs

Liquidi*

Metalli alcalino terrosi

Gas nobili

Ar

Gas

Metalli di Transizione

Alogeni

No

Artificiali

Terre Rare**Non metalli**

La linea rossa divide i metalli (in basso a sinistra) da i non metalli (in alto a destra).



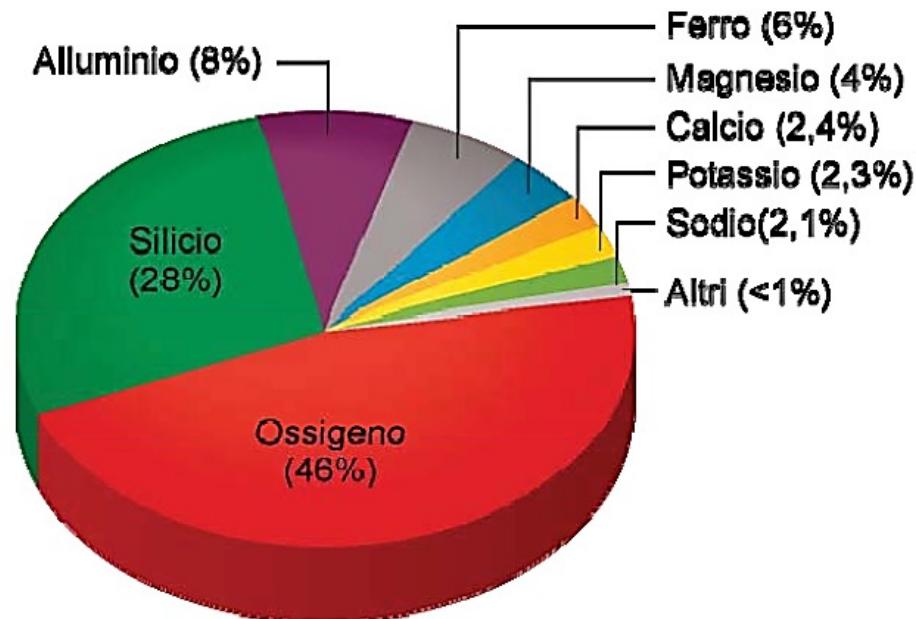
✓ Abbondanza naturale degli elementi

Tabella 2.3 I dieci elementi più abbondanti sulla crosta terrestre

Posizione	Elemento	Abbondanza (ppm)*
1	Ossigeno	474 000
2	Silicio	277 000
3	Alluminio	82 000
4	Ferro	41 000
5	Calcio	41 000
6	Sodio	23 000
7	Magnesio	23 000
8	Potassio	21 000
9	Titanio	5 600
10	Idrogeno	1 520

*ppm = parti per milione = g per 1000 kg.

Otto tra gli elementi presenti in natura costituiscono da soli il 90% della crosta terrestre.



Raramente gli elementi si trovano come **elementi nativi**, cioè non combinati con altri elementi.



Bismuto nativo



La PIRITE
è costituita da 2 soli elementi
Fe, S



L' ORNEBLENDIA
è costituita da ben 8 elementi:
Na, Ca, Mg, Fe, Al, Si, O, H

In genere gli elementi sono combinati chimicamente in numero di due o più a formare **composti**.



✓ Forme allotropiche

Alcuni elementi non metallici si trovano in natura in diverse forme dalle proprietà diverse: un esempio su tutti, il diamante e la grafite.

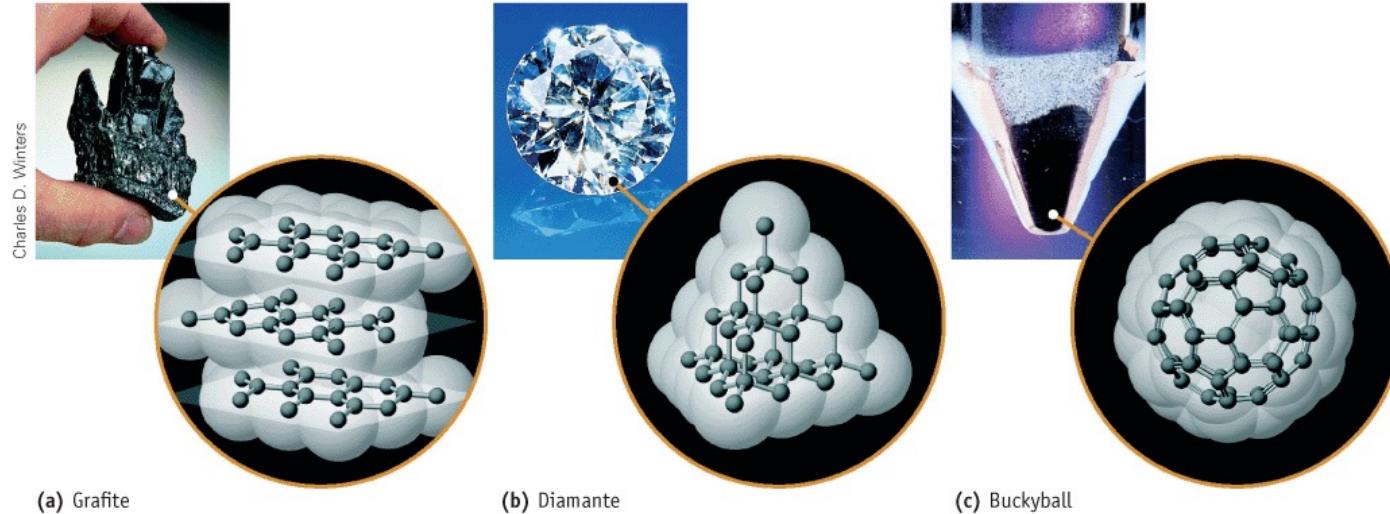


FIGURA 2.7 Le forme allotropiche del carbonio. (a) La grafite è formata da strati di atomi di carbonio. Ogni atomo di carbonio è legato ad altri tre, formando un foglio di anelli esagonali. (b) Nel diamante gli atomi di carbonio formano ancora anelli esagonali, ma questi non sono più planari, perché ogni atomo di carbonio è legato tetraedricamente ad altri quattro atomi di carbonio. (c) Buckyball. Membro della famiglia il buckminsterfullerene, C_{60} , è un allotropo del carbonio. I sessanta atomi di carbonio formano una gabbia sferica che assomiglia ad un pallone da calcio vuoto. Si noti che ogni anello esagonale condivide i sei lati con altri tre anelli esagonali e con tre anelli pentagonali. I chimici chiamano questa molecola “buckyball”. C_{60} è una polvere nera; qui è raccolta nel fondo di una provetta.

L'allotropia si riferisce specificamente alla struttura del legame chimico esistente fra atomi dello stesso tipo e non deve essere confusa con l'esistenza di differenti stati fisici.



★ I composti

Sostanze elettricamente neutre costituite da due o più elementi diversi in cui gli atomi vi figurano in proporzioni definite.

- ✓ Una **molecola** è un *gruppo distinto di atomi legati insieme secondo un assetto specifico*.
- ✓ Uno **ione** è un *atomo o una molecola di carica positiva (catione) o negativa (anione)*.

I composti possono essere **ionici** o **molecolari**.



✓ *I composti molecolari*

Sono rappresentati da una **formula**:

- ✓ **Formula minima:** indica il rapporto tra gli elementi presenti nel composto.
- ✓ **Formula molecolare:** indica il numero di atomi di ciascun elemento presenti nel composto.
- ✓ **Formula di struttura:** indica il modo in cui gli atomi sono legati tra di loro.



✓ *I composti molecolari*

Esempio: acqua ossigenata

f. minima: HO

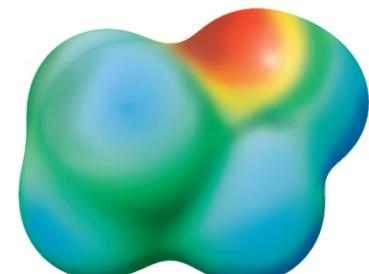
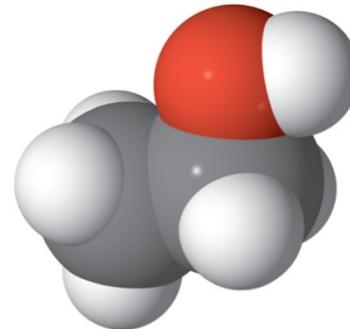
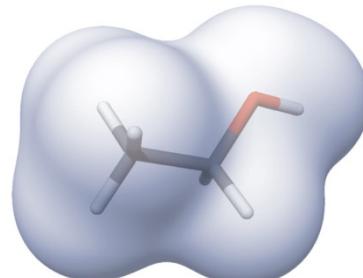
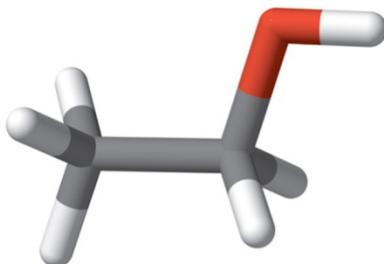
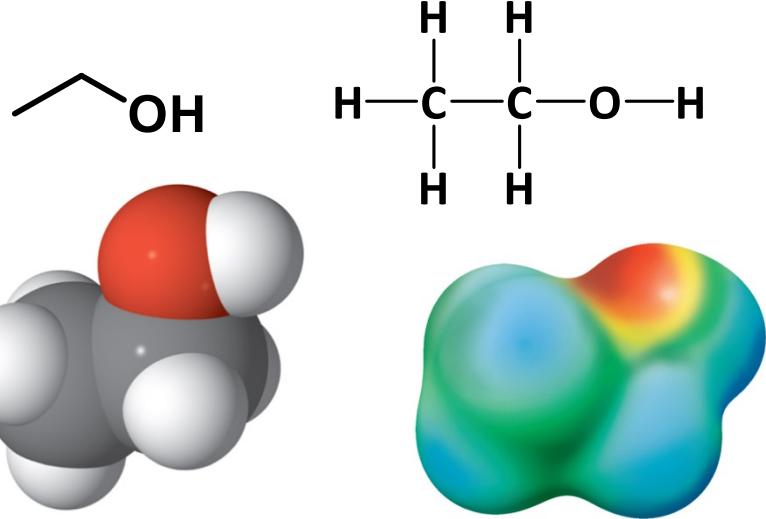
f. molecolare: H₂O₂;

f. struttura: 

Esempio: etanolo

f. minima: CHO f. molecolare: C₂H₆O

f. struttura: C₂H₅OH, CH₃CH₂OH



✓ *Gli ioni e i composti ionici*

Gli atomi possono perdere o acquistare elettroni.

A e Z rimangono uguali (l'identità dell'elemento non cambia), ma l'atomo acquista una **carica**, positiva o negativa a seconda che ci sia rispettivamente mancanza o abbondanza di elettroni. Si forma uno **ione**.

Ione positivo: catione (ha perso elettroni)

Ione negativo: anione (ha acquisito elettroni)



✓ *Gli ioni e i composti ionici*

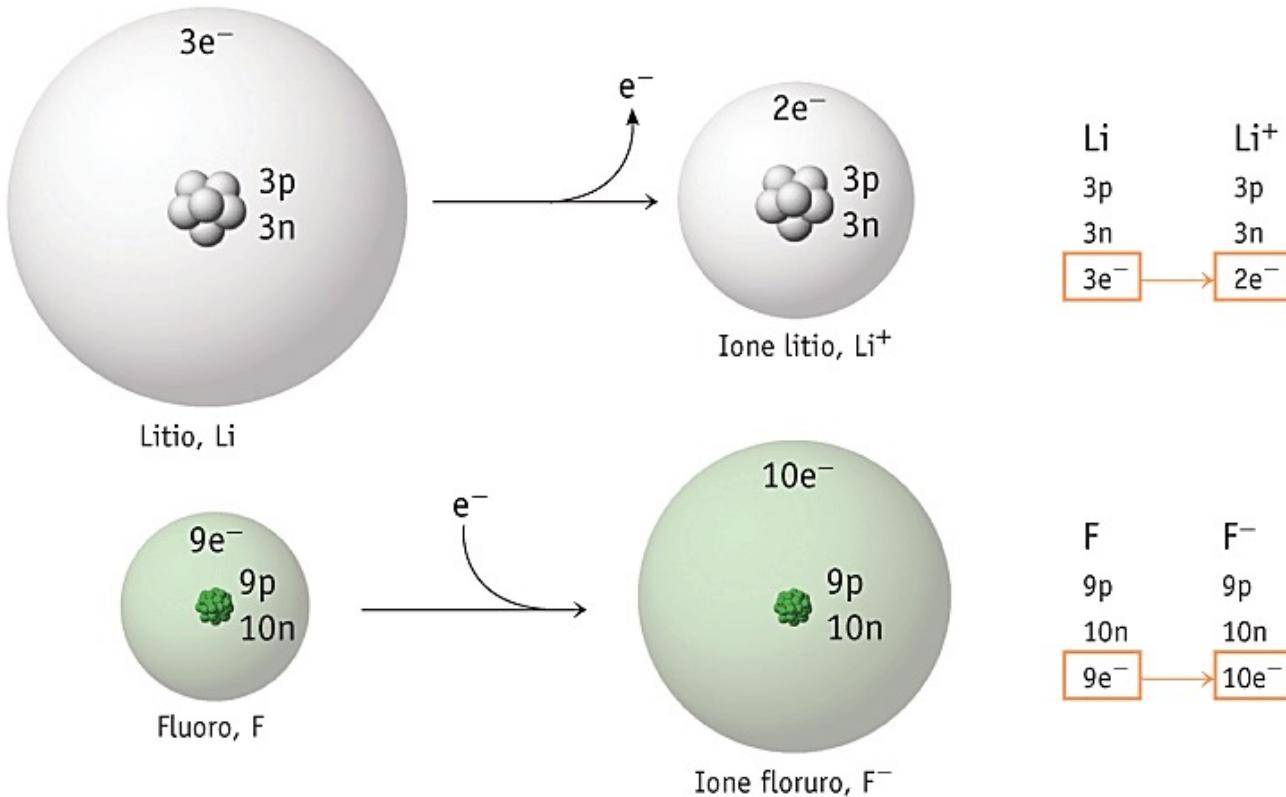


FIGURA 2.17 Gli ioni. Un atomo di litio-6 è elettricamente neutro, perché il numero di cariche positive (tre protoni) e il numero di cariche negative (tre elettroni) è lo stesso. Quando perde un elettrone, il litio ha una carica positiva in eccesso rispetto alle cariche negative, cioè ha una carica netta 1+. Il catione litio risultante si rappresenta come Li⁺. Un atomo di fluoro è elettricamente neutro, avendo nove protoni e nove elettroni; può acquistare un elettrone per formare l'anione F⁻, che ha un elettrone in eccesso rispetto ai protoni, quindi la carica risultante è 1-.



✓ Gli ioni e i composti ionici

I **metalli** formano facilmente **ioni positivi** (perdono elettroni), i **non-metalli** formano facilmente **ioni negativi** (acquistano elettroni) la cui carica è determinata dal **gruppo** di appartenenza nella tavola periodica → ioni dello stesso elemento ma con cariche diverse hanno *nomenclatura* diversa!

1A	2A	3B	4B	5B	6B	7B	8B	1B	2B	3A	4A	5A	6A	7A	8A	
H^+														H^-		
Li^+														F^-		
Na^+	Mg^{2+}													Cl^-		
K^+	Ca^{2+}		Ti^{4+}			Cr^{2+}	Mn^{2+}	Fe^{2+}	Co^{2+}		Cu^+			N^{3-}	O^{2-}	
Rb^+	Sr^{2+}					Cr^{3+}		Fe^{3+}	Co^{3+}		Ni^{2+}	Cu^{2+}	Zn^{2+}	P^{3-}	S^{2-}	
Cs^+	Ba^{2+}										Ag^+	Cd^{2+}		Sn^{2+}	Se^{2-}	
														Pb^{2+}	Te^{2-}	I^-

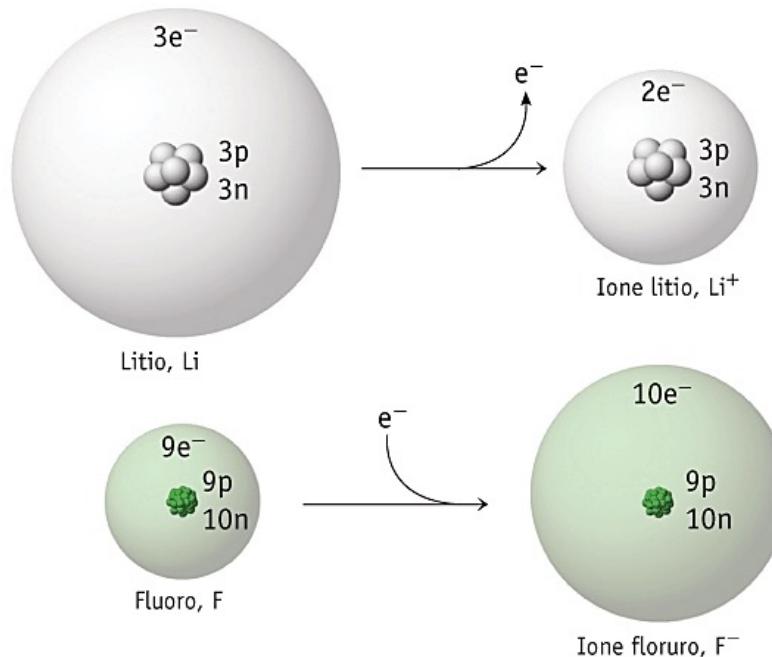
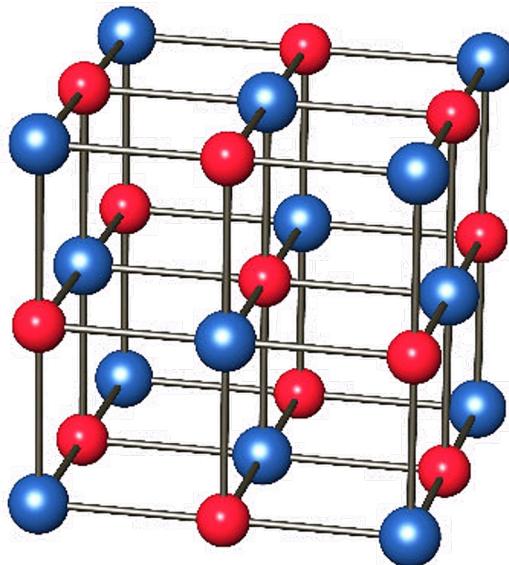


✓ Gli ioni e i composti ionici

Tra due oggetti aventi **carica opposta** si manifesta una **forza** di natura **elettrostatica** la cui intensità è regolata dalla **legge di Coulomb**.

Si ha un **composto ionico** (un *sale*), formato da un **reticolo cristallino**. Esso è una **struttura rigida ed ordinata**.

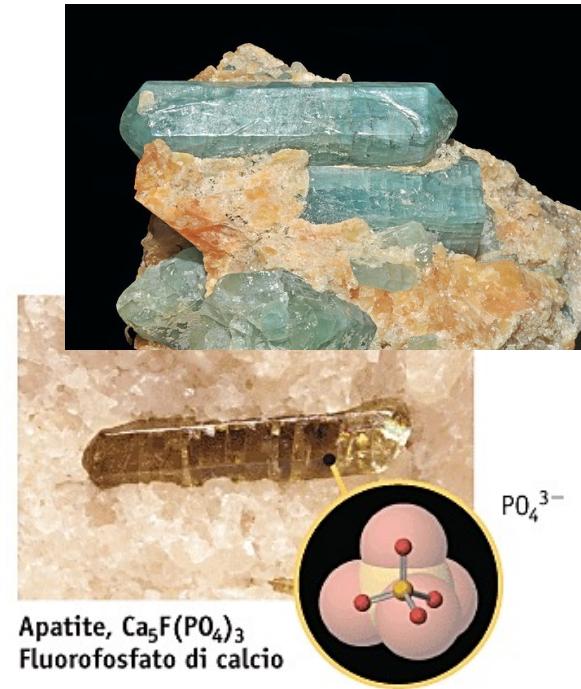
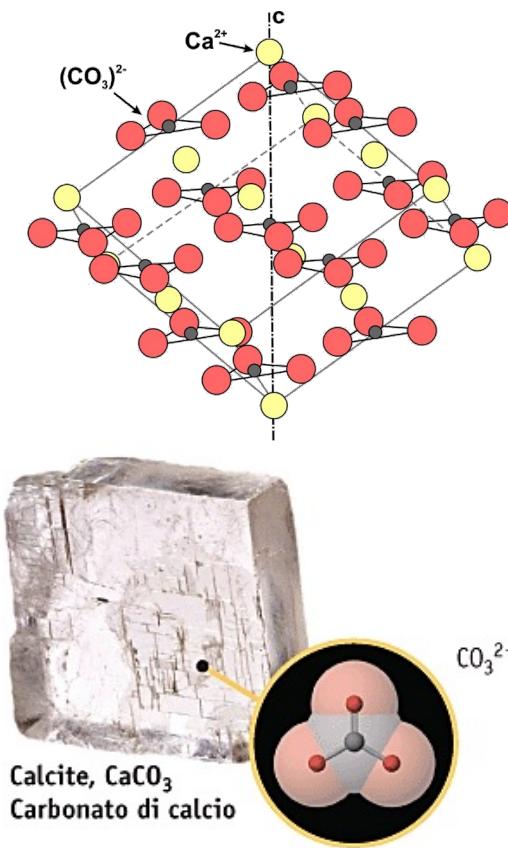
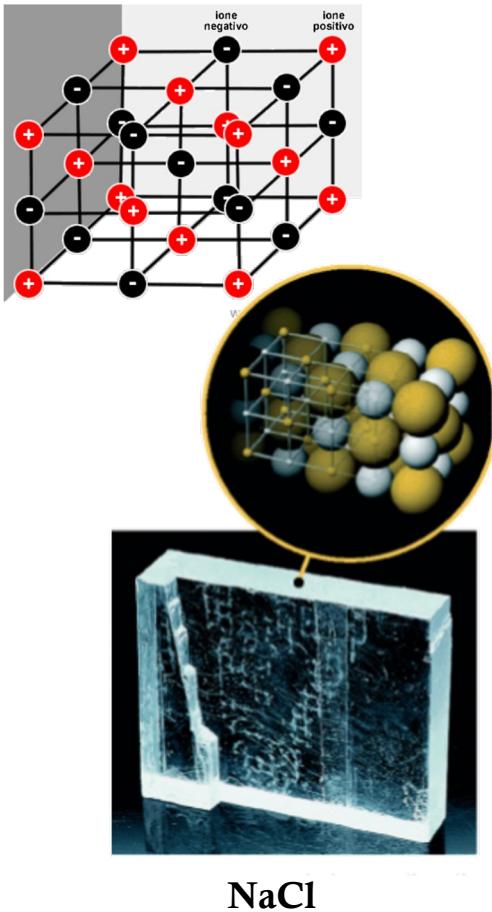
I composti ionici sono *duri*, hanno *alto punto di fusione*, sono *spesso solubili in acqua*.



Li	Li ⁺
3p	3p
3n	3n
3e ⁻	2e ⁻
	→ 2e ⁻
F	F ⁻
9p	9p
10n	10n
9e ⁻	10e ⁻
	→ 10e ⁻



✓ *Gli ioni e i composti ionici*



Ioni MONOATOMICI

Ioni POLIATOMICI



✓ *Gli ioni e i composti ionici*

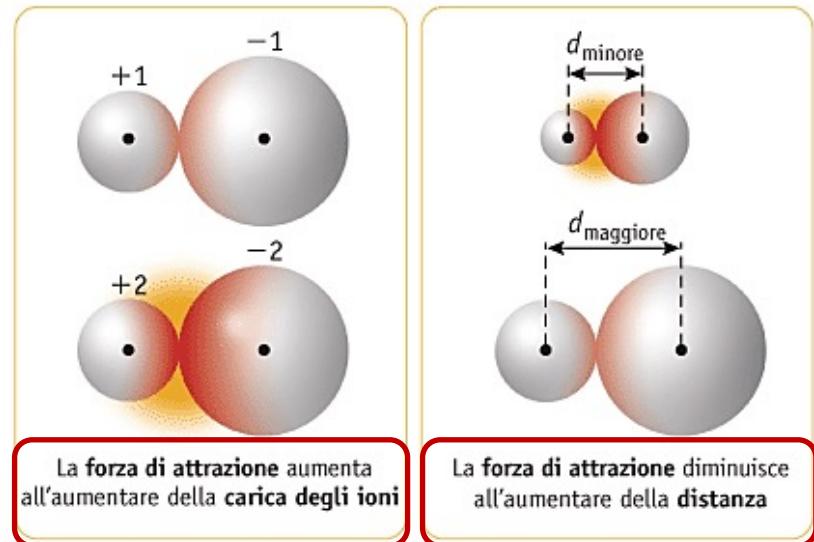
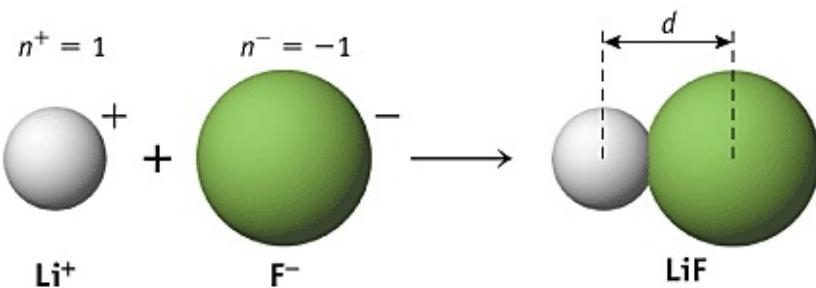


FIGURA 2.21 La legge di Coulomb e le forze elettrostatiche. (a) Ioni come Li^+ ed F^- sono tenuti insieme da forze elettrostatiche. Nell'esempio, uno ione litio è attratto da uno ione fluoruro e la distanza fra i due è d . (b) Le forze di attrazione fra gli ioni di carica opposta aumentano all'aumentare della carica e diminuiscono all'aumentare della distanza (d).



◆ Pesare gli atomi

Gli elementi sono quindi formati da atomi tutti dello stesso tipo, i composti sono formati da atomi di tipo diverso.

Ogni elemento ha atomi di “peso” diverso rispetto ad un altro elemento.

- *Come possiamo determinare questo peso?*

Le comuni unità di misura NON sono adatte (un atomo ha una massa dell'ordine di 10^{-23} g).

All'inizio si è scelto di usare una **scala relativa**. Si è preso l'atomo più leggero (l'idrogeno) e lo si è scelto come “riferimento” con gli altri atomi: la **massa atomica (M.A.)** indica, quindi, quante volte l'atomo in questione sia più pesante dell'atomo di idrogeno.

Successivamente, si è poi preferito prendere come **unità di massa atomica 1/12 della massa di un particolare isotopo del carbonio**. Si usa l'acronimo **u.m.a.** oppure il simbolo **Da (Dalton)** → $1 \text{ u.m.a} = 1 \text{ Da}$

Esempio: C ha massa di (circa) 12 Da, O ha massa 16 Da, He ha massa 4 Da, Fe ha massa 56 Da, U ha massa 238 Da.



◆ Atomi e isotopi

La presenza di differenti *isotopi* in molti elementi, fa sì che questi non abbiano necessariamente una M.A. intera, ma corrispondente invece alla *media pesata* dei singoli isotopi riportata nella tavola periodica.

Per esempio, il cloro (numero atomico: Z=17) possiede due isotopi naturali:

- ^{35}Cl , avente massa 34,969 Da e un'abbondanza percentuale del 75,77%.
- ^{37}Cl , avente massa 36,966 Da e un'abbondanza percentuale del 24,23%.

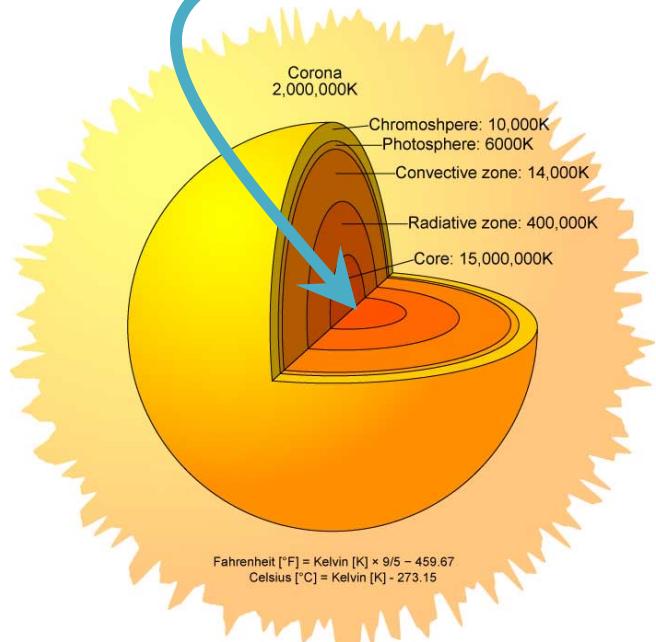
La **M.A. di Cl** è quindi calcolabile come:

$$\begin{aligned} \text{M.A.} &= 34,969 \text{ Da} \times 0,7577 + 36,966 \text{ Da} \times 0,2423 = \\ &= 26,496 \text{ Da} + 8,957 \text{ Da} = \textcolor{orange}{35,453 \text{ Da}} \end{aligned}$$



Difetto di Massa

Considerando un nucleo e misurandone la massa si trova che essa è inferiore al valore teorico che si otterrebbe sommando le masse delle singole particelle che compongono il nucleo stesso. Questa differenza viene definita **DIFETTO DI MASSA**. Un esempio ci è dato dalla reazione di fusione tra deuterio e trizio che dà origine all'elio, come si evince dalla seguente equazione:



DIFETTO DI MASSA: è la quantità di massa che viene convertita in energia

$$E = mc^2$$



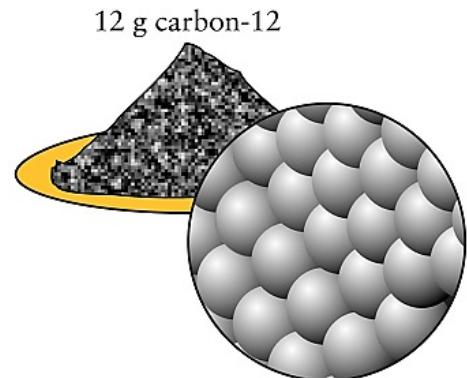
◆ Mole e massa molare

Quando consideriamo un composto chimico, facciamo misure espresse in grammi (o sottomultipli), che comprendono un grande numero di atomi o molecole.

- *Come posso legare ciò che misuro (mondo macroscopico) a ciò che accade a livello molecolare (mondo microscopico)?*

Ci si riferisce anziché al numero esatto di atomi o molecole (poco pratico!) ad una unità di misura detta **mole**.

1 mole di «oggetti» contiene un numero di «oggetti» uguale a quello degli atomi di carbonio presenti in 12 grammi di ^{12}C .



La definizione IUPAC

La mole (mol) È l'unità di misura della quantità di materia.

La sua definizione originaria (1971): «The mole is the amount of substance of a system which contains as many *elementary entities* as there are atoms in 0.012 kilogram of ^{12}C ; its symbol is “mol”. When the mole is used, the *elementary entities* must be specified and may be atoms, molecules, ions, electrons, other particles, or specified groups of such particles.”

L'*Unione Internazionale di Chimica Pura e Applicata* (IUPAC) è l'organo deputato all'armonizzazione delle unità di misura del sistema SI.



◆ Mole e massa molare

La mole si indica con il simbolo n e la sua unità di misura è **mol**.

In 1 mole sono contenuti N_A particelle (atomi o molecole).

N_A è un numero tale che N_A atomi abbiano una massa in grammi numericamente corrispondente alla loro M.A. Se O ha M.A. 16 Da, prendendo N_A atomi di O, questi avranno massa 16 g.



Conte Amedeo Avogadro
(9 agosto 1776 – 9 luglio 1856)

$$N_A = 6.022 \cdot 10^{23} \text{ (numero di Avogadro)}$$



❖ Mole e massa molare

- ✓ La massa molare (MM) di un elemento è la massa di una mole di suoi atomi.
- ✓ La massa molare (MM) di un composto è la massa di una mole di sue molecole.

Es: il carbonio (C) ha M.A. 12Da, quindi 1 mol di carbonio pesa 12g. La massa molare del carbonio è quindi 12 g/mol.

$$m \text{ (g)} = n \text{ (mol)} \cdot MM \text{ (g/mol)}$$

La massa molare di un composto coincide con la somma delle masse atomiche degli elementi che costituiscono la molecola!

Es: MM di H₂O = 2 · M.A._H + 1 · M.A._O = 2 · 1 + 16 = 18 g/mol



Mole e massa molare

Attenzione: stessa quantità non significa stessa massa!

Per sostanze diverse, lo stesso numero di moli ha massa diversa!

Charles D. Winters

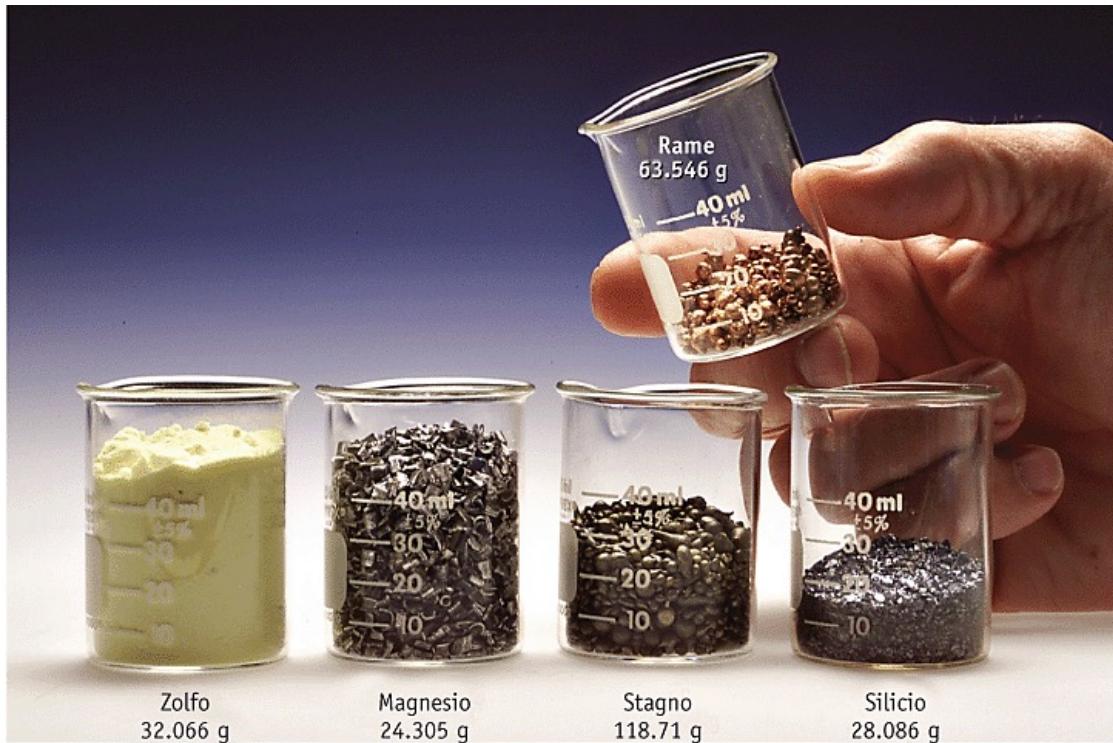
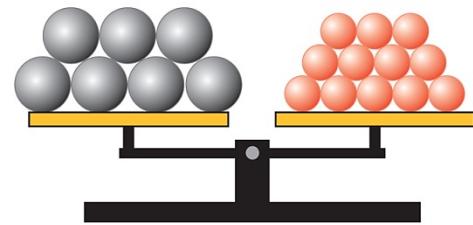
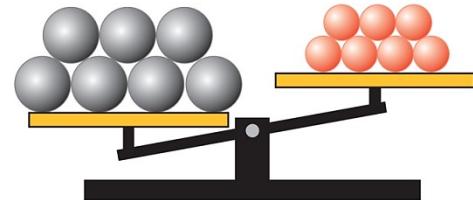


FIGURA 2.25 Una mole di alcuni elementi comuni. (da sinistra verso destra) Dello zolfo in polvere, pezzettini di magnesio, stagno e silicio. (sopra) Granelli di rame.



(a) Equal masses



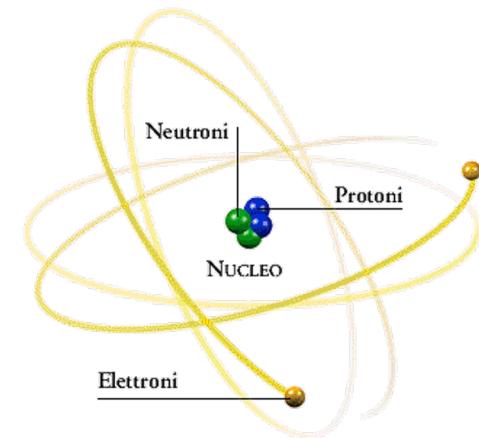
(b) Equal amounts





Il modello nucleare dell'atomo

- ✓ Gli atomi sono costituiti da *particelle subatomiche* dette *elettroni, protoni e neutroni*.
- ✓ Protoni e neutroni formano il *nucleo* circondato dagli e^- .
- ✓ Il diametro dell'atomo è di circa 10^{-9} m.
- ✓ Il nucleo ha un diametro di circa 10^{-14} m → (1/100000 del diametro!)
- ✓ La maggior parte dello spazio è vuoto!!
- ✓ Le *proprietà chimiche* di atomi e molecole sono date dagli elettroni.



Particella	Simbolo	Carica*	Massa (kg)
Elettrone	e^-	-1	$9.109 \cdot 10^{-31}$
Protone	p	+1	$1.673 \cdot 10^{-27}$
Neutrone	n	0	$1.673 \cdot 10^{-27}$

* $1.602 \cdot 10^{-19}$ C

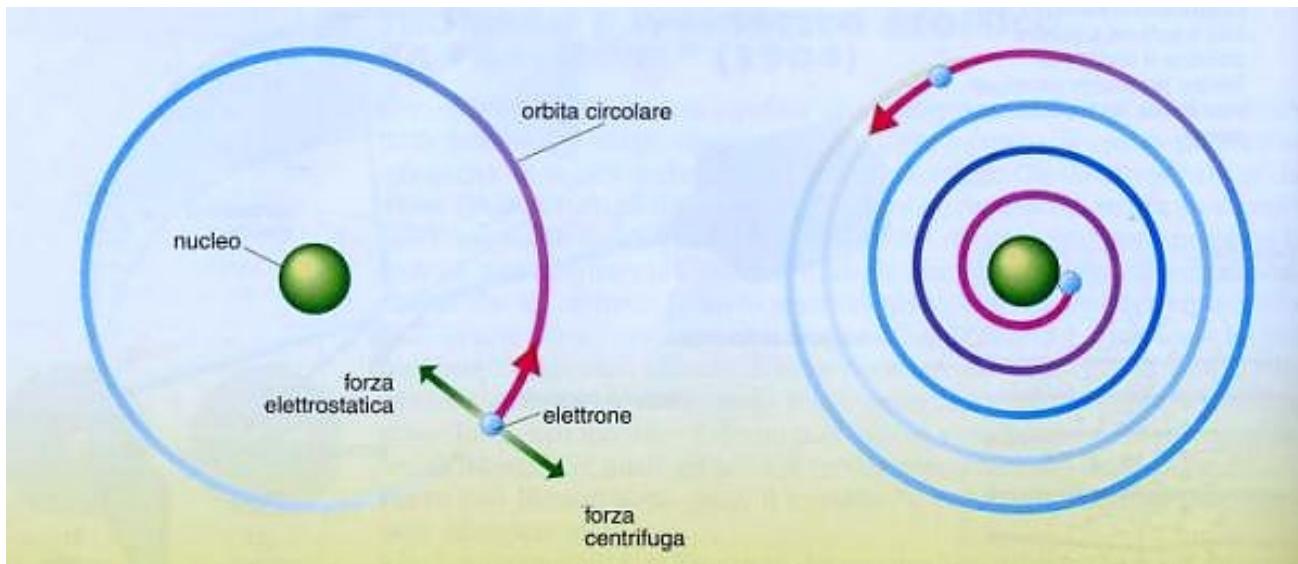
Rapporti di massa :
 $e^-/p = 1/1836$
 n/p = masse comparabili



❖ La crisi della fisica classica

- **Paradosso della stabilità dell'atomo (modello planetario):**

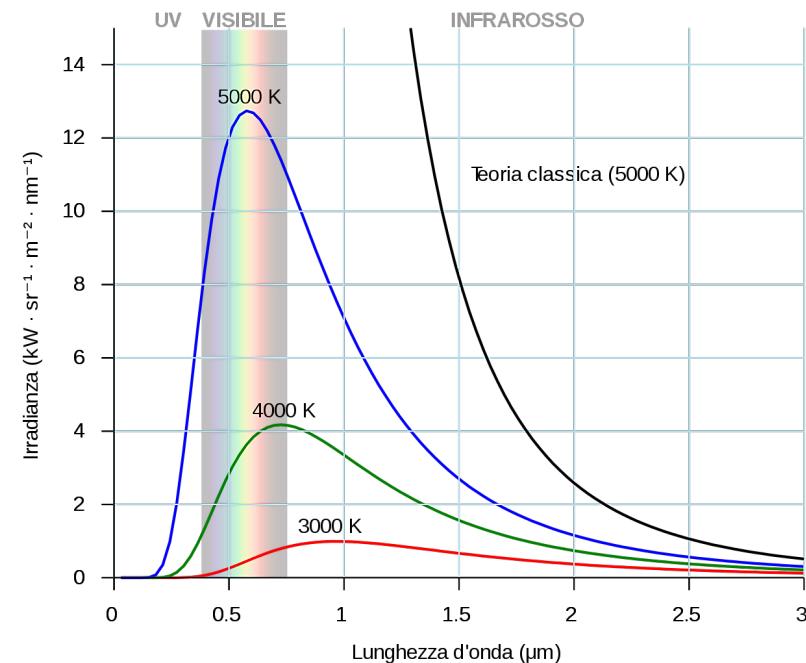
Secondo le leggi classiche dell'elettromagnetismo, una carica elettrica in moto non rettilineo ed uniforme perde energia emettendo onde elettromagnetiche: l'elettrone dovrebbe quindi collassare sul nucleo seguendo una traiettoria a spirale!



- **Radiazione del corpo nero:**

Il “*corpo nero*” è un oggetto fisico ipotetico capace di assorbire (ovvero nessuna energia viene riflessa o trasmessa) tutte le radiazioni dello spettro elettromagnetico (non esiste sulla Terra) esterne e di emettere lui stesso radiazione, la cui intensità è proporzionale a T e alle frequenze delle radiazioni.

Secondo la fisica classica la potenza irradiata per unità di frequenza deve seguire la legge di Rayleigh-Jeans ed essere a sua volta proporzionale al quadrato della frequenza. All'aumentare della frequenza un sistema deve quindi produrre radiazioni la cui energia cresce in modo esponenziale. Da ciò deriva che, sia la potenza a una data frequenza, sia la potenza totale irradiata vanno a infinito quando sono considerate frequenze sempre più alte.



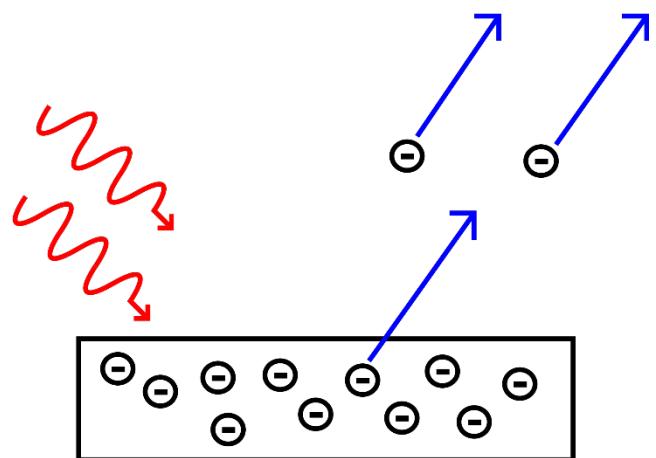
Catastrofe ultravioletta



- **L'effetto fotoelettrico:**

Fenomeno che si manifesta con l'emissione di particelle elettricamente cariche (elettroni) da parte di un corpo (metallo) esposto a onde luminose o a radiazioni elettromagnetiche di varia frequenza. L'emissione dipende dalla frequenza della luce incidente.

- SECONDO LA FISICA CLASSICA: la luce di qualsiasi λ avrebbe dovuto espellere e^- dopo aver aumentato l'intensità in modo adeguato.
- EINSTEIN (1905): la luce stessa è di natura **particellare** ed è costituita da “*quanti*” di energia, detti **fotoni**, di $E = h\nu$



★ LUCE: onda o corpuscolo ?

Secondo la fisica classica la luce ha solo una natura ondulatoria a cui viene associata un flusso continuo di energia...

...MA tre fenomeni non trovano spiegazione:

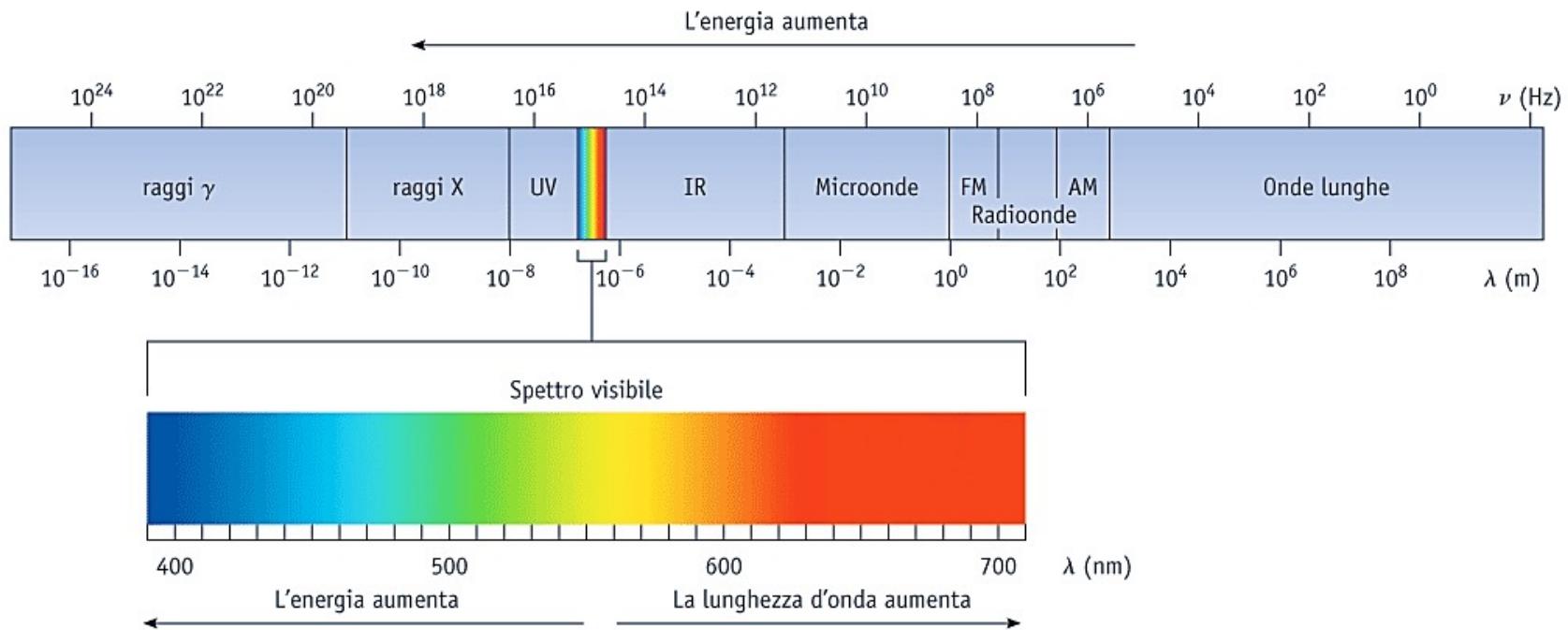
- 1 - Radiazione del corpo nero (a)
- 2 - Effetto photoelettrico (b)
- 3 - Spettri atomici (c)

- (a) Energia quantizzata
- (b) Natura corpuscolare della luce
- (c) Energia quantizzata dell'elettrone



- *Lo spettro elettromagnetico:*

Scala logaritmica!



Solamente una piccolissima frazione dello spettro elettromagnetico viene percepita dal nostro occhio

2 cm su 4000 Km!!!



◆ La meccanica quantistica

Secondo la teoria proposta da *Max Planck*, lo scambio di energia tra materia e radiazione elettromagnetica avviene per “pacchetti discreti” detti *quanti* di energia, secondo la legge:

$$E = h\nu$$

dove ν è la frequenza e h è la *costante di Planck* ($6,626 \cdot 10^{-34}$ J·s)

L’atomo che cede energia E all’ambiente genera una radiazione di frequenza $\nu = E/h$.

La fisica classica, invece, non pone limite alle dimensioni della quantità di energia trasmessa.



- *Conferma alla teoria di Planck: gli spettri atomici*

Se si fornisce energia (calore o campo elettrico) agli atomi di un elemento (in fase gassosa, a bassa p), questi emettono luce a determinate lunghezze d'onda. L'insieme di tali emissioni si chiama **spettro atomico** ed è l'impronta digitale di ogni elemento.

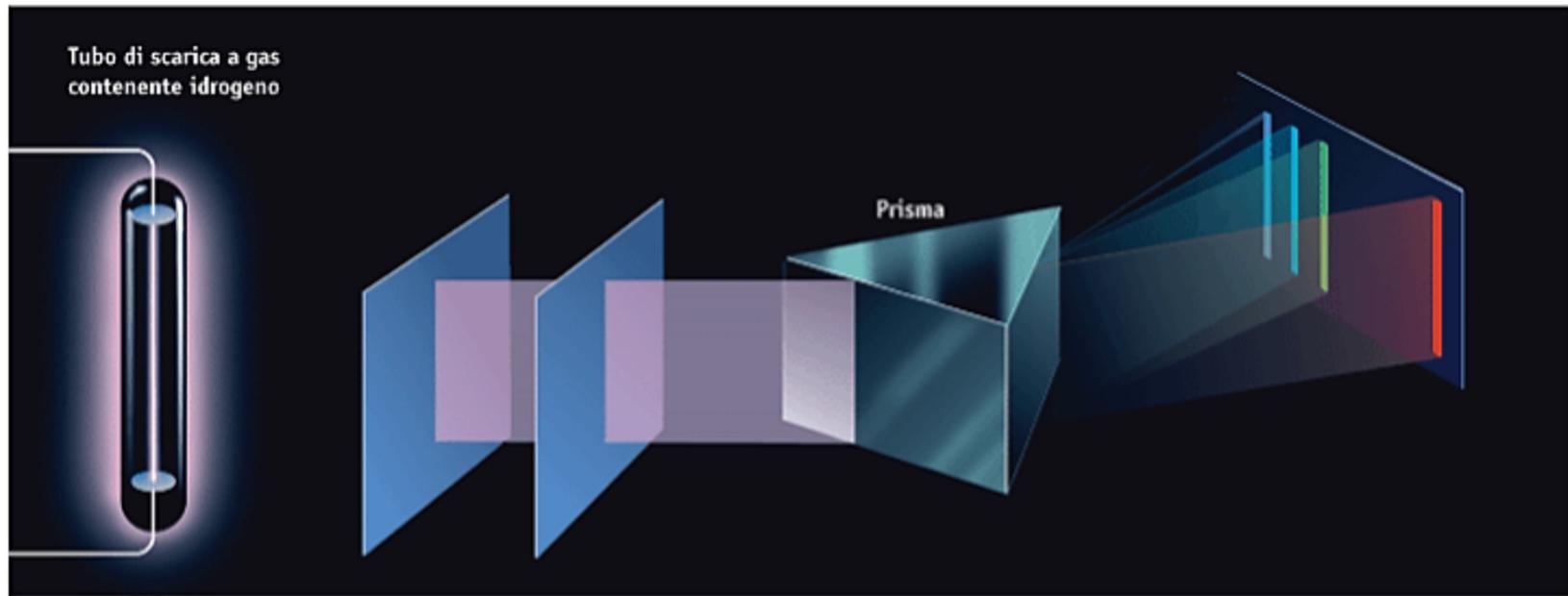


FIGURA 6.6 Spettro di emissione a righe dell'idrogeno. La luce passa prima attraverso una serie di fenditure per isolare un fascio sottile di luce, che è poi separato nelle sue componenti di diversa lunghezza d'onda per mezzo di un prisma. Una lastra fotografica o una fotocellula evidenziano le singole lunghezze d'onda come righe separate. Da qui, il nome di "spettro a righe" per la luce emessa da un gas luminoso.



- Conferma alla teoria di Planck: gli spettri atomici



Fiamma



CuSO₄



NaCO₃



LiCl



Lampada a Na

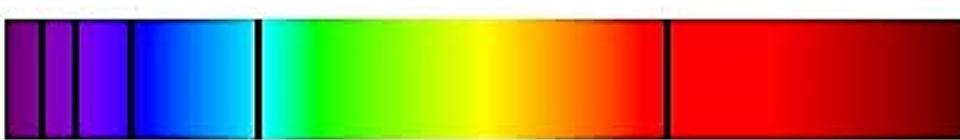


Spettro di emissione di una lampada a Na

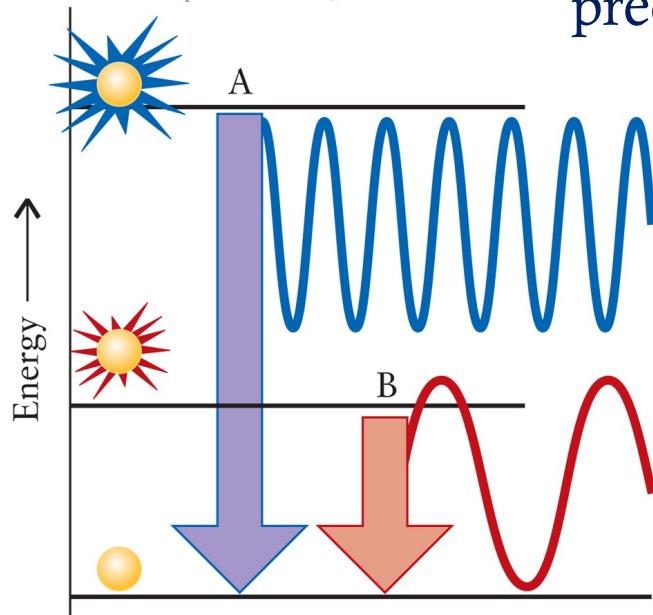


- *Conferma: lo spettro dell'atomo di idrogeno*

Hydrogen Absorption Spectrum



Hydrogen Emission Spectrum



Lo spettro atomico di emissione dell'idrogeno presenta diverse serie di linee in diverse regioni spettrali: l'atomo «eccitato» rilascia energia secondo precise frequenze.



L'atomo di Bohr

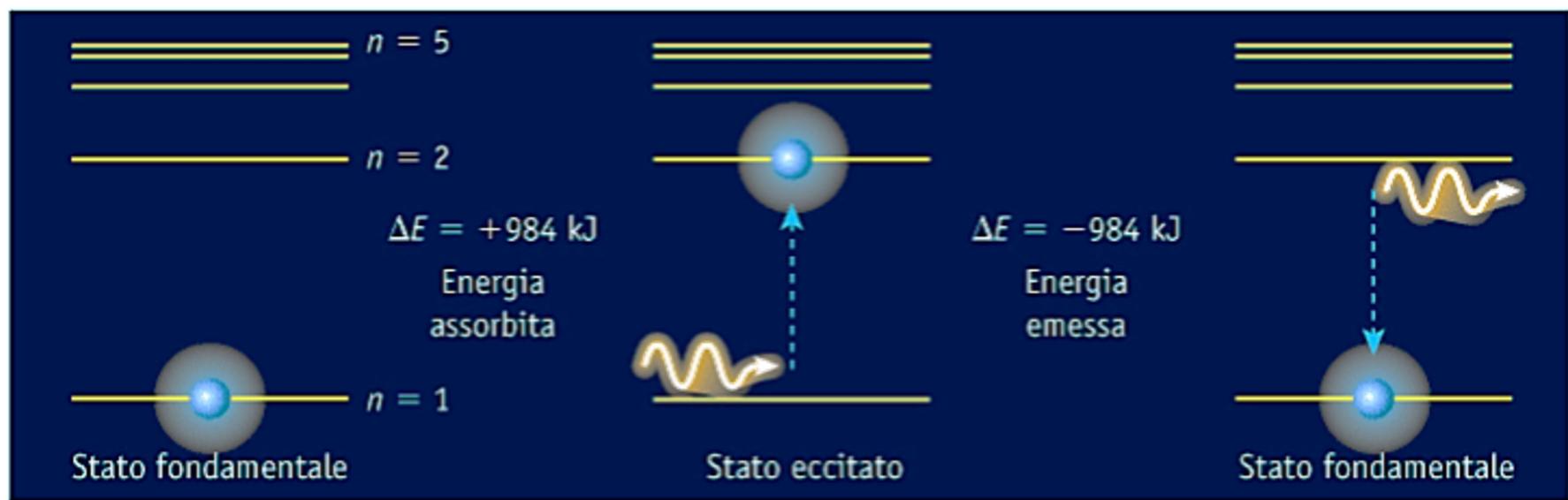
Il fisico danese *Niels Bohr* si rese conto che, nel modello planetario dell'atomo, non tutte le “orbite” erano permesse.

Suppose, allora, che l'energia degli elettroni negli atomi fosse quantizzata.

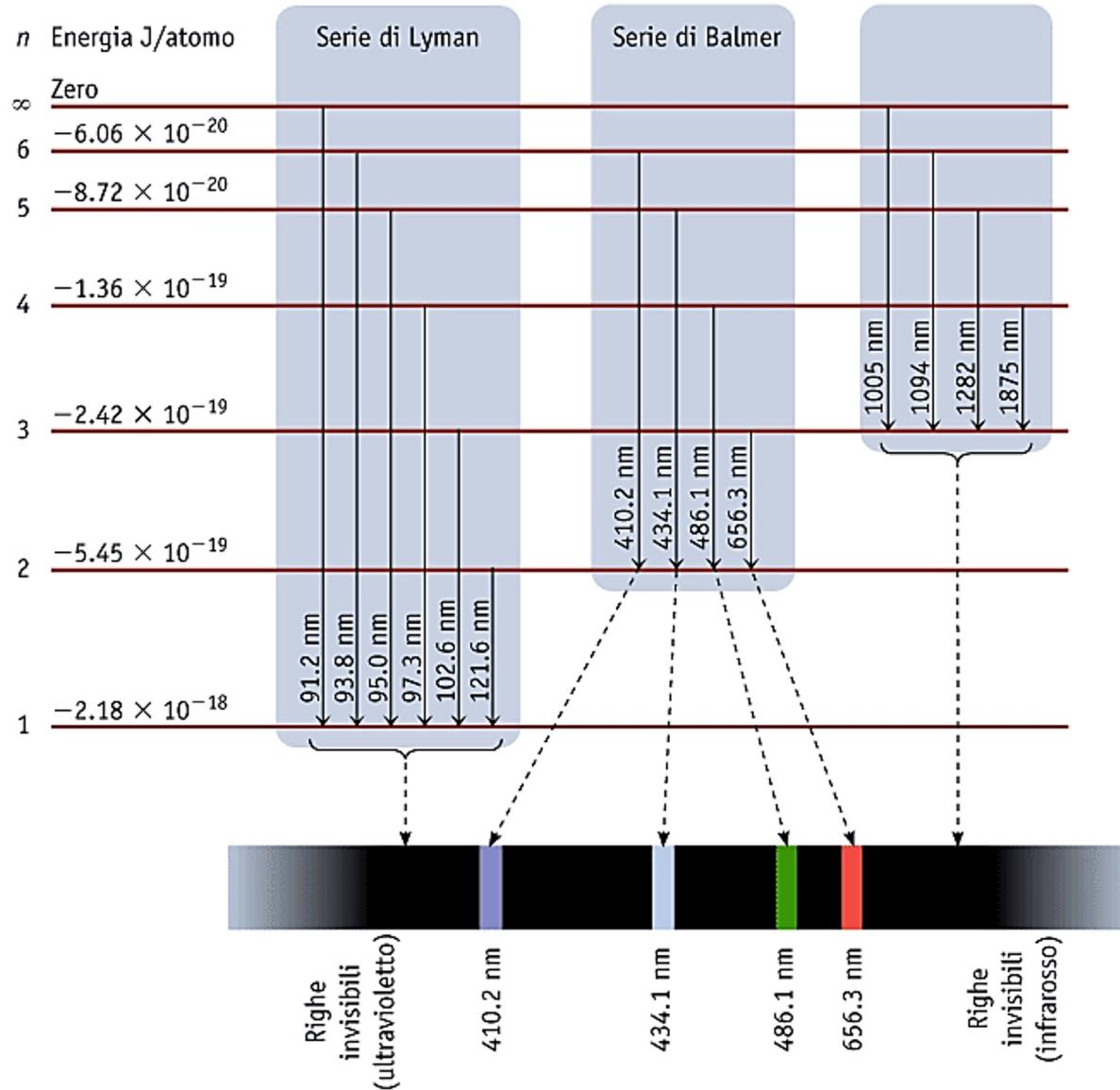


Niels Bohr

(7 ottobre 1885 - 18 novembre 1962)

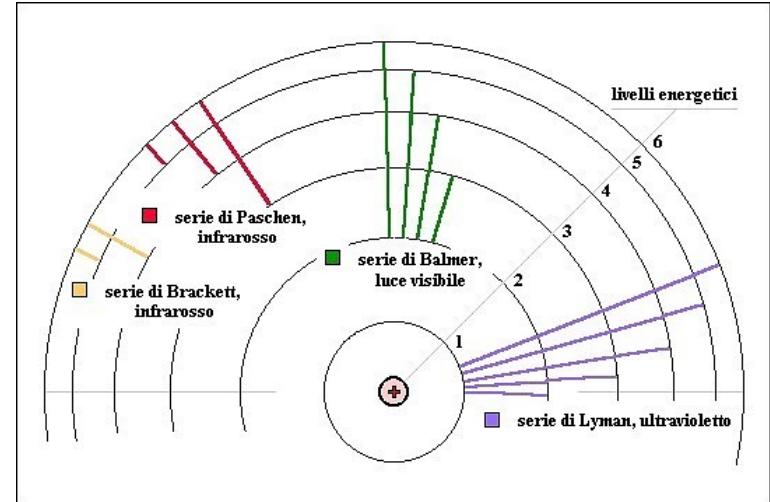


• L'atomo di Bohr: transizioni elettroniche dell'atomo di idrogeno



L'atomo di Bohr

L'elettrone, particella solida, ruota attorno al nucleo occupando **orbite (livelli energetici) predefiniti**
però.....



...il modello di Bohr funziona bene solo con **atomi idrogenoidi**, aventi cioè un solo elettrone. Questi sono: H, He⁺, Li²⁺, ecc.

Difetto fondamentale della teoria di Bohr: l'elettrone in questo modello non obbedisce (giustamente) alle leggi della fisica classica, ma queste leggi sono usate per definire la sua **orbita stazionaria** (cioè la sua **posizione**) e la sua Energia (o **velocità**), ovvero attribuisce all'elettrone un comportamento definito (r ed E).

L'interpretazione dell'elettrone come particella solida orbitante intorno ad un nucleo non permette quindi di interpretare correttamente i comportamenti degli atomi non idrogenoidi.

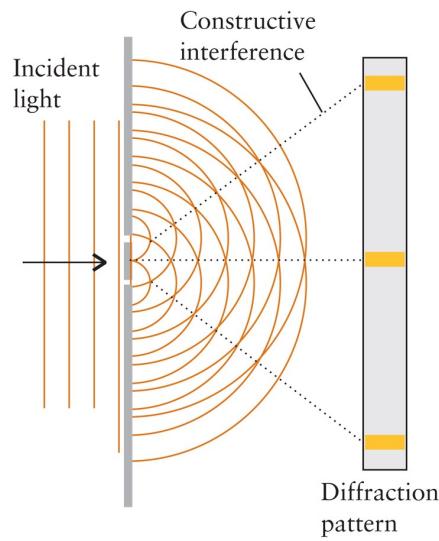




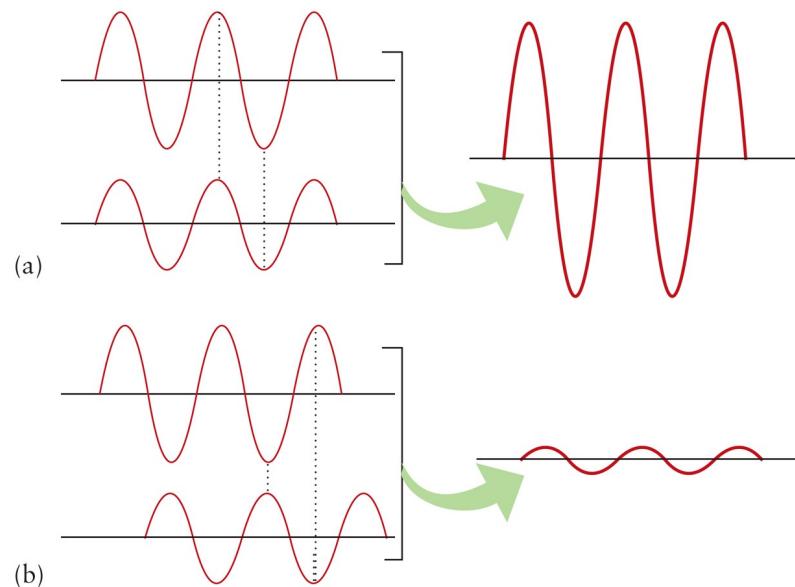
Il dualismo onda-particella

Le radiazioni elettromagnetiche (fotoni – Einstein-1905) si comportano come particelle. Ma ci sono prove che la radiazione elettromagnetica si comporta anche da onda:

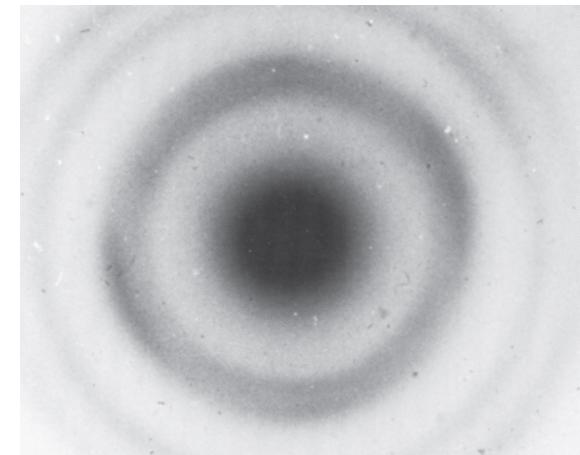
Diffrazione



Interferenza



Elettrone



Il dualismo onda-particella

Louis Victor de Broglie (1924): «se la radiazione elettromagnetica può venire descritta sia in termini di onda che di particella, è possibile che anche la materia abbia proprietà ondulatorie?»

$$\lambda = \frac{h}{mv}$$



Louis Victor de Broglie
(15 agosto 1892 – 19 marzo 1987)

Data la piccolissima dimensione di h , l'equazione ha significato solo per oggetti molto piccoli che si muovono a velocità molto elevate.

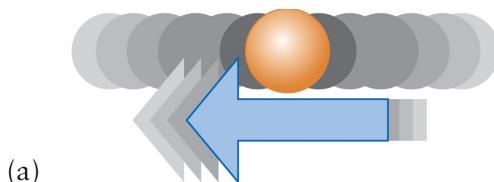
Un proiettile di 1g che si muove a 1 m/s (3.6 km/h) ha $\lambda = 7 \cdot 10^{-34}$ m, una lunghezza d'onda non misurabile da alcuno strumento.



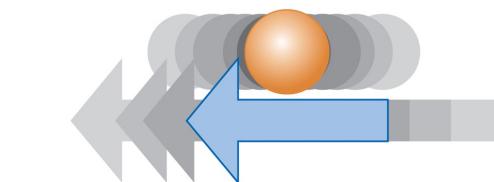
★ Il principio di indeterminazione di Heisenberg

✓ Principio di indeterminazione:

“Non è possibile conoscere simultaneamente la posizione e le quantità di moto di una particella.”



(a)



(b)

$$\Delta x \cdot \Delta v \geq \frac{h}{4\pi m_e}$$



Werner Karl Heisenberg
(5 dicembre 1901 – 1 febbraio 1976)

Importante conseguenza: non possiamo sapere come si muove un elettrone → no orbite!



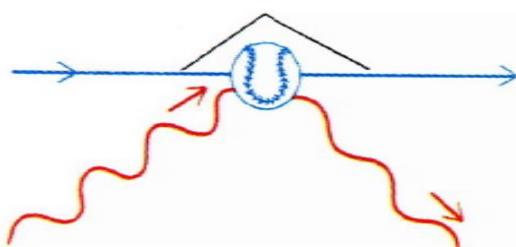
✓ Principio di indeterminazione:

L'IMPOSSIBILITÀ DI MISURARE

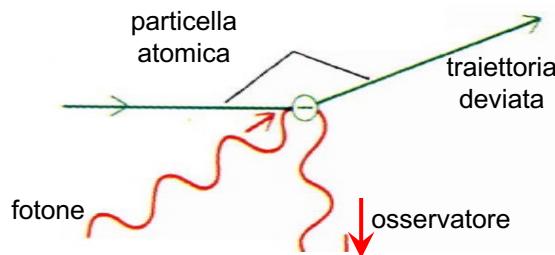
Per vedere un oggetto occorre illuminarlo con una radiazione di λ confrontabile o inferiore alle dimensioni dell'oggetto.

Nel **mondo macroscopico** la lunghezza d'onda della luce visibile è sempre ampiamente al di sotto delle dimensioni degli oggetti osservati, i quali risultano quindi sempre nitidi e ben risolti.

Il *principio di indeterminazione* perde di importanza nel campo macroscopico.



Nel **mondo microscopico** già la luce visibile può avere energia non trascurabile rispetto a quella di particelle microscopiche, al punto da poter modificare in modo significativo quella dell'oggetto osservato. In tal caso la semplice osservazione ottica del sistema ne perturba lo stato.



Prima interpretazione data da Heisenberg ma non è proprio corretta



- Se diamo per certa l'energia dell'elettrone, ovvero la sua velocità, $\Delta v = 1$, l'incertezza sulla posizione di $e^- = \Delta x \cdot 1 = h/(4\pi m_e) \approx 10^{-4} \text{ m}$. Se si considera che il raggio atomico è $\approx 10^{-10} \text{ m}$, l'errore che si commette nella determinazione della posizione è enorme (elettrone fuori dal campo del nucleo...).
- Se diamo per certa la velocità di una palla da tennis di massa = 0.10 kg, $\Delta v = 1$ e quindi l'incertezza sulla posizione della palla = $\Delta x \cdot 1 = h/(4\pi m_{pt}) \approx 10^{-33} \text{ m}$. L'errore che si commette è trascurabile: è certa anche la sua posizione!



Dall'impossibilità di determinare contemporaneamente posizione (x) e velocità (v) di particelle piccole come l'elettrone, **PERDE OGNI SIGNIFICATO SCIENTIFICO IL MODELLO ATOMICO DI BOHR**, perché in esso l'elettrone compie orbite ben determinate attorno al nucleo, con un valore definito di energia!

OCCORRE ABBANDONARE L'IDEA DI DESCRIVERE L'ATOMO CON IL MODELLO MECCANICISTICO DELLA FISICA CLASSICA!

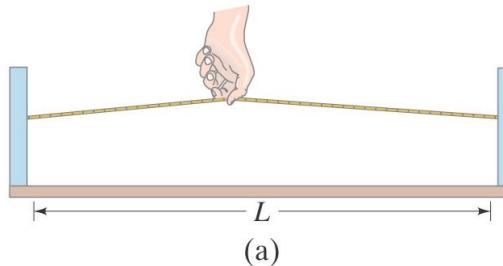
N.B.: l'energia di un elettrone all'interno di un atomo può essere calcolata (vedi spettri di emissione e/o assorbimento), ma la sua posizione in ogni istante resta del tutto INDETERMINATA.





La natura ondulatoria della materia

Le onde stazionarie: sistemi quantizzati

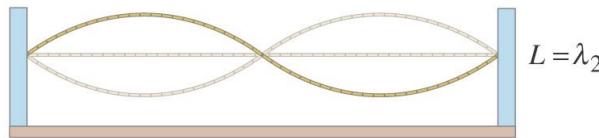


(a)



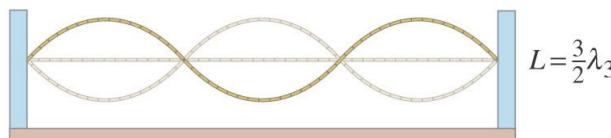
$$L = \frac{1}{2}\lambda_1$$

Fundamental or first harmonic, f_1



$$L = \lambda_2$$

First overtone or second harmonic, $f_2 = 2f_1$

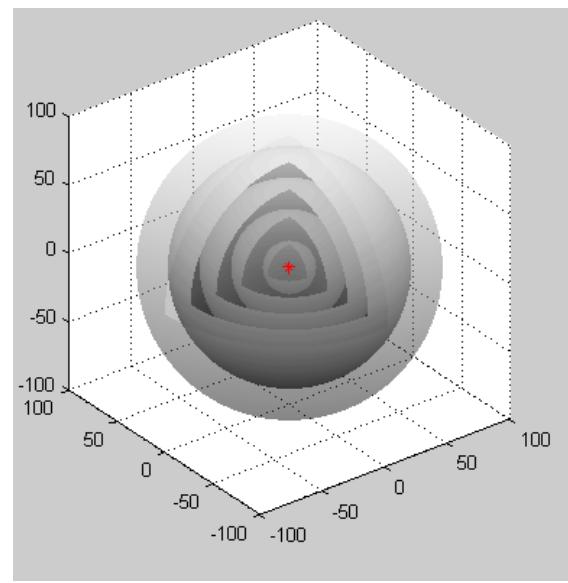


$$L = \frac{3}{2}\lambda_3$$

Second overtone or third harmonic, $f_3 = 3f_1$

(b)

Copyright © 2005 Pearson Prentice Hall, Inc.



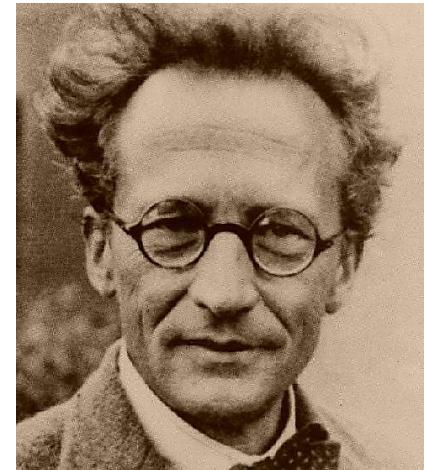
✓ L'equazione di Schrödinger

Non è più possibile descrivere il moto dell'elettrone secondo la meccanica classica.

Nel 1927, *Schrödinger* introduce il concetto di *funzione d'onda* Ψ :

$$\frac{\partial^2 \Psi}{\partial x^2} + \frac{\partial^2 \Psi}{\partial y^2} + \frac{\partial^2 \Psi}{\partial z^2} + \frac{8 \pi^2 m (E - V)}{h^2} \cdot \Psi = 0$$

m = massa e⁻; E = energia totale; V = energia potenziale; x,y,z = coordinate cartesiane; h = costante di Plank



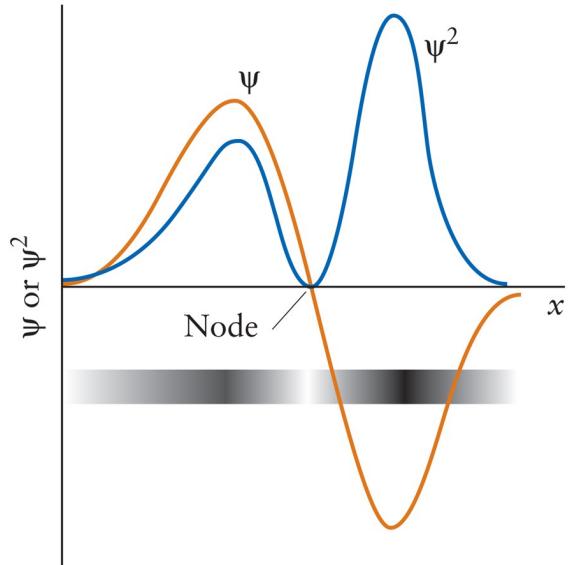
Erwin Schrödinger
(12 agosto 1887 - 4 gennaio 1961)

➤ Significato fisico di Ψ :

La probabilità di trovare la particella in una data regione è proporzionale a Ψ^2



Nuovo modello atomico



Riassumiamo...

Nel mondo atomico la meccanica classica fallisce → nasce la meccanica quantistica:

- ✓ *L'energia è quantizzata* (Planck)
- ✓ *Nell'atomo solo determinati livelli energetici sono permessi* (Bohr)
- ✓ L'elettrone si comporta sia come una particella (ha massa) che come un'onda (diffrazione) → *dualismo onda/particella* (De Broglie)
- ✓ *Principio di indeterminazione* (Heisenberg)
- ✓ Il moto dell'elettrone è sostituito dal concetto di *funzione d'onda* (Schrödinger)



Nuovo modello atomico



Punti chiave:

- *Atomo e i suoi costituenti: elettroni, protoni, neutroni*
- *Composti ionici e molecolari*
- *Massa Atomica*
- *Mole*
- *Allotropia*
- *Isotopi*
- *Tavola periodica*
- *Ruolo dell'elettrone nelle proprietà chimiche di elementi e composti*

