



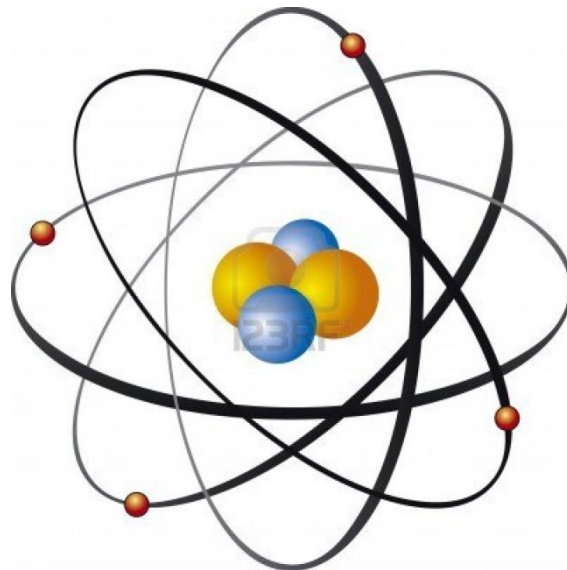
2. La struttura dell'atomo

- 2.1 Particelle elementari
- 2.2 I modelli atomici: storia dell'atomo
- 2.3 Numero atomico e numero di massa;
- 2.4 Isotopi;
- 2.5 Elementi e tavola periodica

2.1 Particelle elementari

Gli atomi sono i mattoni che costituiscono la realtà. La parola deriva dal greco $\alpha - \tau\epsilon\mu\nu\omicron\nu$ e significa indivisibile ed era così chiamato perché inizialmente considerato l'unità più piccola ed indivisibile della materia.

Il concetto di **atomo** fu formulato circa 2500 anni fa: Leucippo e Democrito ne parlarono per primi;



2.2 I modelli atomici: storia dell'atomo

Il modello atomico oggi riconosciuto è l'ultima tappa di una serie di ipotesi che sono state avanzate nel tempo

In età antica alcuni filosofi greci, quali Leucippo (V secolo a.C.), Democrito (V-IV secolo a.C.) ed Epicuro (IV-III secolo a.C.), e romani, quali Tito Lucrezio Caro (I secolo a.C.), ipotizzarono che la materia non fosse continua, ma costituita da particelle minuscole e indivisibili, fondando così la "teoria atomica". Questa corrente filosofica, fondata da Leucippo, venne chiamata "atomismo". Si supponeva che i diversi "atomi" fossero differenti per forma e dimensioni.

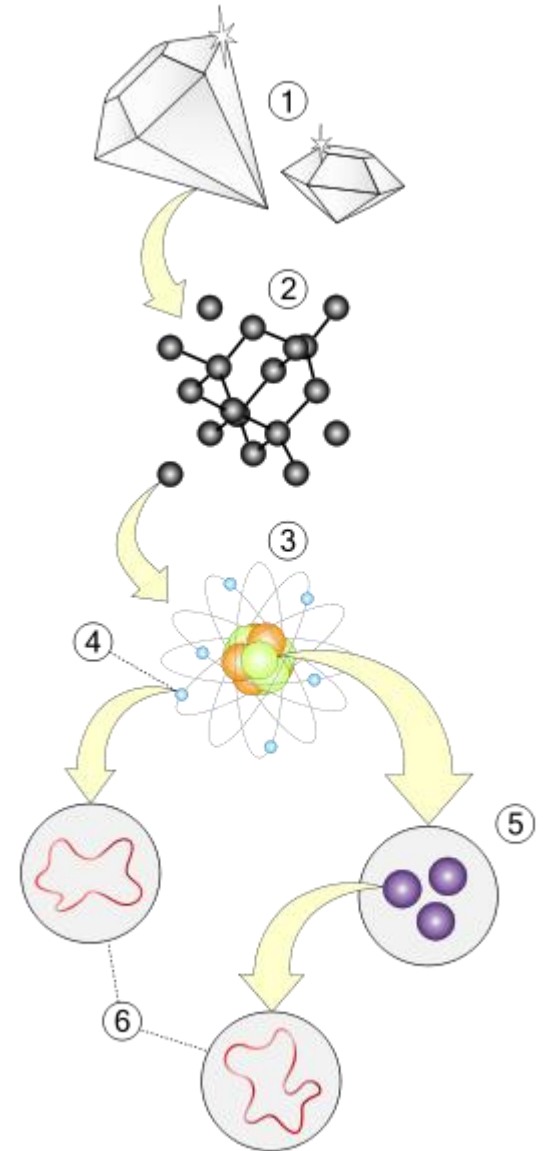
Democrito propose la "teoria atomica", secondo cui la materia è costituita da minuscole particelle, diverse tra loro, chiamate atomi, la cui unione dà origine a tutte le sostanze conosciute. Queste particelle erano la più piccola entità esistente e non potevano essere ulteriormente divise: per questo erano chiamate atomi (da *ἄτομος*, in greco "indivisibile").

In contrasto con questa teoria, Aristotele (IV secolo a.C.), nella teoria della continuità della materia, sostenne che una sostanza può essere suddivisa all'infinito in particelle sempre più piccole e uguali tra loro.

2.2 I modelli atomici: storia dell'atomo

Solo all'inizio del XIX secolo John Dalton rielaborò e ripropose la teoria di Democrito fondando la **teoria atomica moderna**, con la quale diede una spiegazione ai fenomeni chimici. Egli formulò due leggi: la *legge della conservazione della massa* e la *legge delle proporzioni definite*.

Queste leggi riassumono i risultati ottenuti da osservazioni sperimentali compiute da parecchi scienziati nel diciottesimo secolo e nella prima parte del diciannovesimo secolo.



2 • LA STRUTTURA DELL'ATOMO

La **legge della conservazione della massa (legge di Lavoisier)**: nelle reazioni chimiche non si osserva né acquisto né perdita di massa; la massa si conserva.

La **legge delle proporzioni definite (legge di Proust)**: in un dato composto chimico, gli elementi si trovano sempre combinati nello stesso rapporto di massa, ovvero gli elementi per formare i composti si legano in rapporti ponderali fissi e costanti

Le leggi della conservazione della massa e delle proporzioni definite forniscono il *presupposto teorico* per la **teoria atomica**.

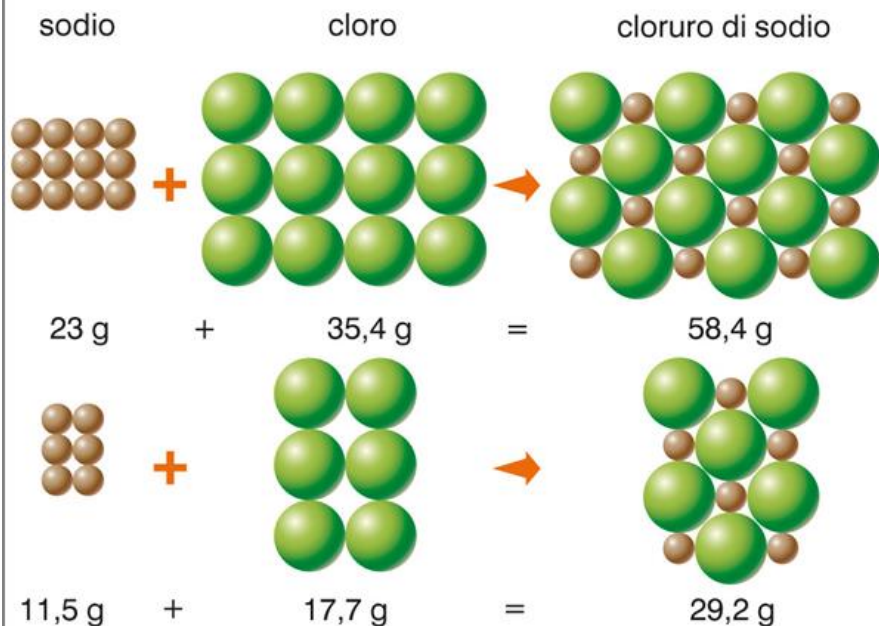
ALTRE LEGGI PONDERALI DELLA CHIMICA

La **legge di Dalton** o delle proporzioni multiple: quando due elementi danno luogo a più composti, le quantità di uno di essi che si legano con la stessa quantità dell'altro sono multipli interi e piccoli della quantità minima

La **legge di Gay-Lussac**: nelle reazioni tra gas i volumi dei reagenti sono in rapporto numerico semplice e il loro rapporto con il volume dei prodotti, se sono gassosi o gassificabili, è pure espresso da numeri semplici

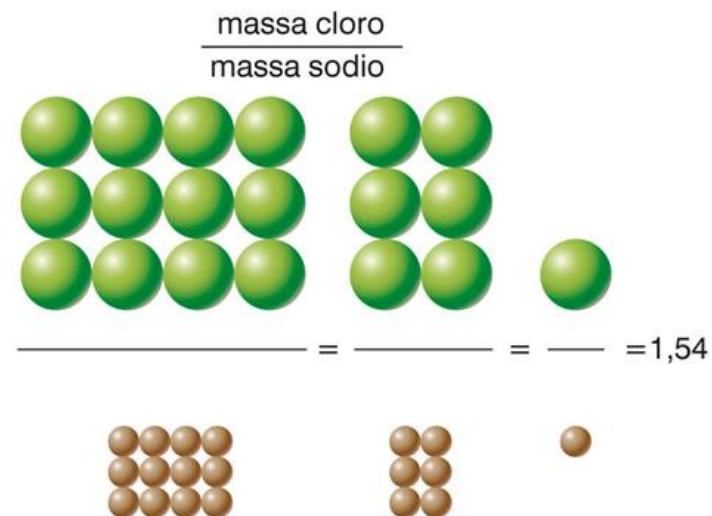
Legge di Lavoisier

In una reazione chimica, la massa si conserva perché il numero e la natura degli atomi restano inalterati: la somma delle masse del sodio e del cloro è uguale alla massa totale del cloruro di sodio che si forma.



Legge di Proust

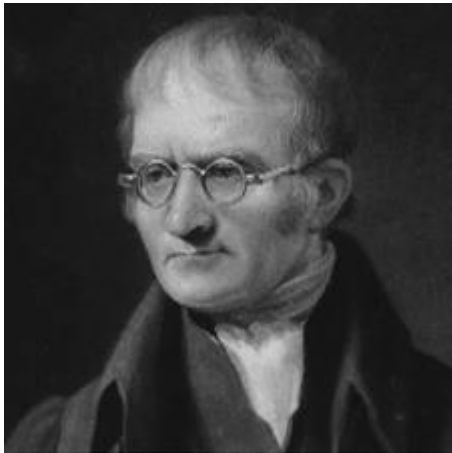
Il rapporto tra le masse di cloro e di sodio è definito e costante: un atomo di cloro si combina sempre con uno di sodio e ogni atomo di cloro ha una massa 1,54 volte maggiore di quella di ogni atomo di sodio.



2 • LA STRUTTURA DELL'ATOMO

La teoria atomica di Dalton si fondava su cinque punti:

- La materia è costituita da minuscole particelle chiamate atomi.
- Gli atomi sono indivisibili: nelle reazioni chimiche essi si trasformano ma non si rompono in frazioni più piccole.
- Tutti gli atomi di un elemento puro sono identici tra loro sia per la massa sia per le altre proprietà.
- Gli atomi di elementi diversi hanno massa e proprietà diverse.
- Gli atomi che costituiscono i composti sono sempre combinati in un rapporto numerico definito.

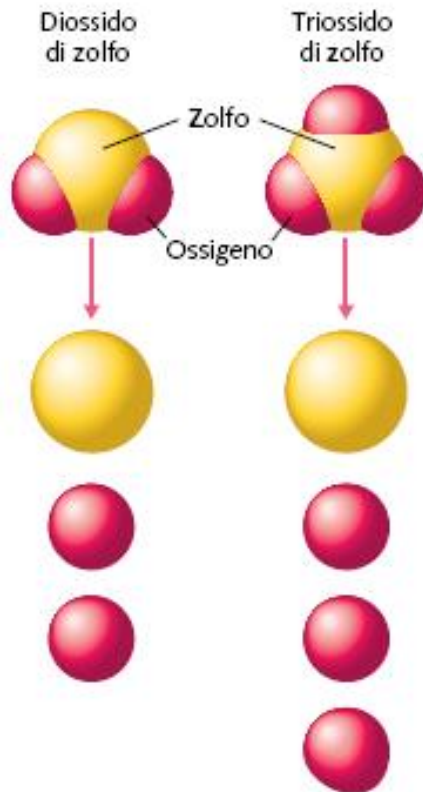


In definitiva questa è la definizione di atomo per Dalton: *"Un atomo è la più piccola parte di un elemento che mantiene le caratteristiche chimiche di quell'elemento"*

2 • LA STRUTTURA DELL'ATOMO

La **legge delle proporzioni multiple**: quando due elementi formano più di un composto, le diverse masse di uno che si combinano con la medesima massa dell'altro sono in un rapporto di numeri piccoli interi.

Esempio: ogni molecola di ciascun composto ha un atomo di zolfo, e perciò ha la stessa massa di zolfo. Il rapporto tra le masse e tra gli atomi di ossigeno è 3:2



	Dimensioni del campione	Massa S	Massa O
Diossido di zolfo	2,00 g	1,00 g	1,00 g
Triossido di zolfo	2,50 g	1,00 g	1,50 g

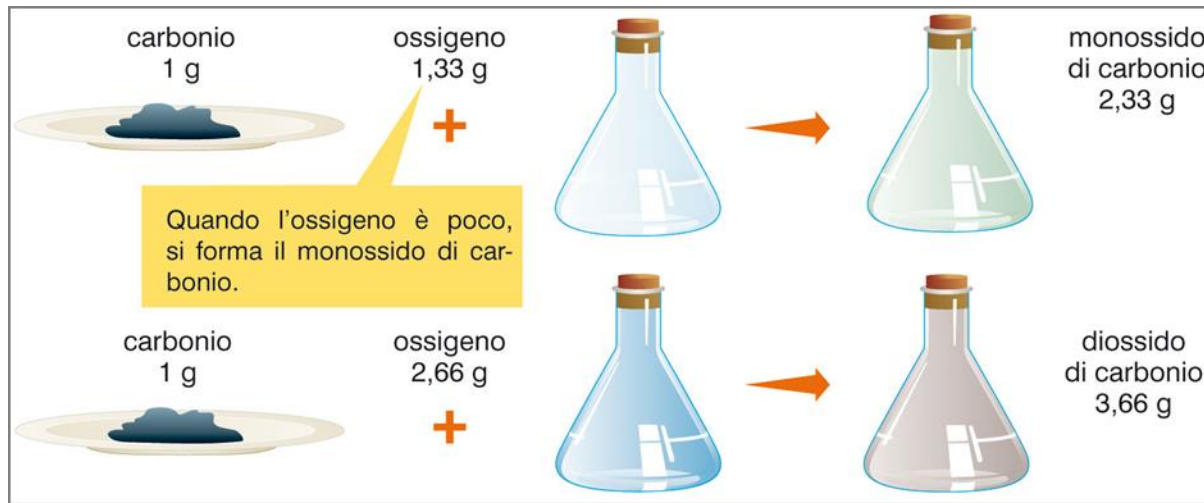
2 • LA STRUTTURA DELL'ATOMO

In base alla teoria di Dalton gli atomi di un elemento hanno una **massa atomica** costante.

Per esempio, per **qualsiasi** campione di fluoruro di idrogeno:

- rapporto tra atomi F-H: 1 a 1
- rapporto di massa: 19,0 a 1,00

Ciò avviene solo se ciascun atomo di fluoro è 19,0 volte più pesante di ciascun atomo di idrogeno.

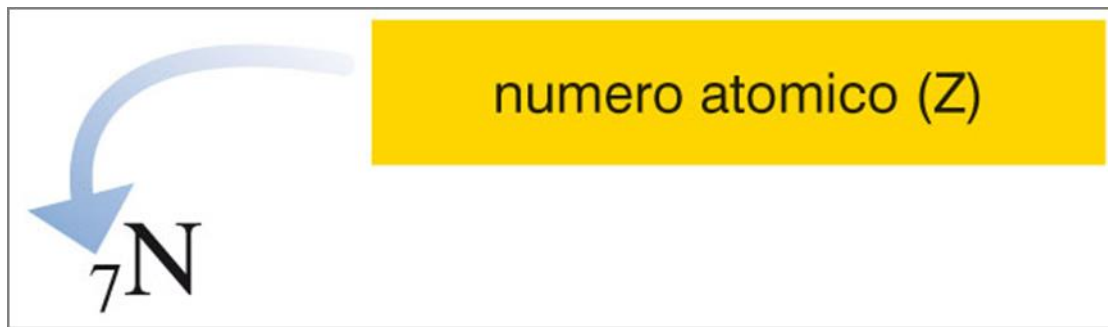


2.3 Numero atomico e numero di massa

Soffermandoci sul nucleo, cioè sul cuore dell'atomo, sappiamo che

- i nucleoni (protoni e neutroni) occupano uno spazio enormemente ridotto rispetto al volume totale dell'atomo;
- l'atomo ha una struttura essenzialmente vuota nella quale si muovono gli elettroni.

Il numero di protoni presenti nel nucleo di un atomo si chiama **numero atomico (Z)**.
Se l'atomo è neutro, questo numero è uguale a quello degli elettroni.



2.3 Numero atomico e numero di massa

Il **numero di massa** (A) è uguale alla somma del numero di protoni (Z) e del numero di neutroni (n°) contenuti nel nucleo

$$A = Z + n^\circ$$

Conoscendo il numero atomico e il numero di massa di un elemento si può calcolare il numero di neutroni contenuti nel suo nucleo

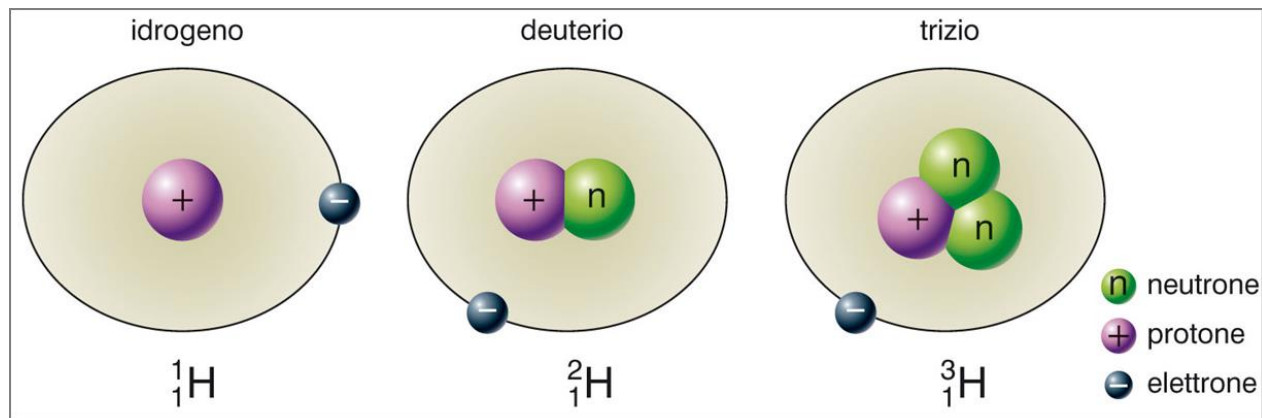
$$n^\circ = A - Z$$

2.4 Isotopi

In realtà quasi tutti gli elementi si trovano in natura sotto forma di miscele *uniformi* di due o più tipi di atomi con masse leggermente differenti.

Gli atomi dello stesso elemento con masse differenti vengono chiamati **isotopi**.
Dunque, gli isotopi sono atomi dello stesso elemento aventi le stesse proprietà chimiche ma masse diverse, perché contengono un diverso numero di neutroni.

- Per esempio: ci sono tre isotopi dell'idrogeno e quattro isotopi del ferro.
- Tutti gli isotopi di un certo elemento possiedono le stesse proprietà chimiche.
- I rapporti relativi tra isotopi diversi dello stesso elemento sono costanti.



2.3 Isotopi

Un elemento è una sostanza i cui atomi possiedono lo stesso numero di protoni.

Il numero di protoni presenti nel nucleo degli atomi di un elemento viene definito numero atomico (Z).

Gli isotopi hanno diverso numero di massa (A).

- numero atomico, $Z = \text{numero di protoni}$
- numero di massa, $A = (\text{numero di protoni}) + (\text{numero di neutroni})$

In un atomo neutro il numero dei *protoni* è uguale al numero degli *elettroni*.

2 • LA STRUTTURA DELL'ATOMO

Una scala uniforme della masse atomiche relative richiede una massa di riferimento.

Per l'unità di **massa atomica** (simbolo **u**) il riferimento è l'atomo di carbonio-12:

- 1 atomo di carbonio-12 = 12 u (esatte)
- 1 u = 1/12 della massa di un atomo di carbonio-12

In base a questa definizione, l'atomo più leggero è l'atomo di idrogeno con massa di circa 1 u

1 • GLI ATOMI DI UN CERTO ELEMENTO MOSTRANO PROPRIETÀ COMUNI

Esempio: Il cloro è presente in natura come miscela di due isotopi. In ogni campione di questo elemento, il 75,77 % degli atomi è rappresentato da ^{35}Cl e il 24,23 % da ^{37}Cl . La misura accurata della massa atomica del cloro dà 34,9689 u per ^{35}Cl e 36,9659 u per ^{37}Cl . Partendo da questi dati, calcola la massa atomica media del cloro.

forma decimale di 75,77%

$$0,7577 \times 34,9689 \text{ u} = 26,50 \text{ u} \quad (\text{per } ^{35}\text{Cl})$$

forma decimale di 24,23%

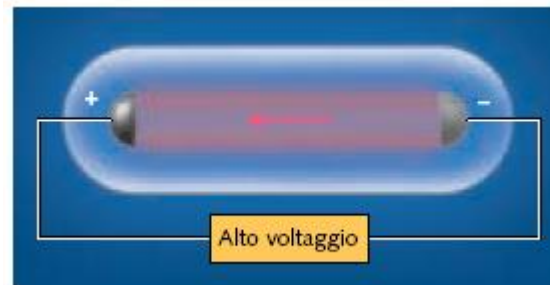
$$0,2423 \times 36,9659 \text{ u} = 8,957 \text{ u} \quad (\text{per } ^{37}\text{Cl})$$

massa complessiva dell'atomo medio = 35,46 u (arrotondata)

La massa atomica media del cloro è pertanto 35,46 u.

2 • LA STRUTTURA DELL'ATOMO

Con la scoperta della radioattività naturale, si intuì che gli atomi non erano particelle indivisibili, bensì erano oggetti composti da parti più piccole. Furono compiuti esperimenti utilizzando *tubi a scarica di gas* dimostrarono che i raggi catodici passano dal catodo carico negativamente all'anodo carico positivamente:



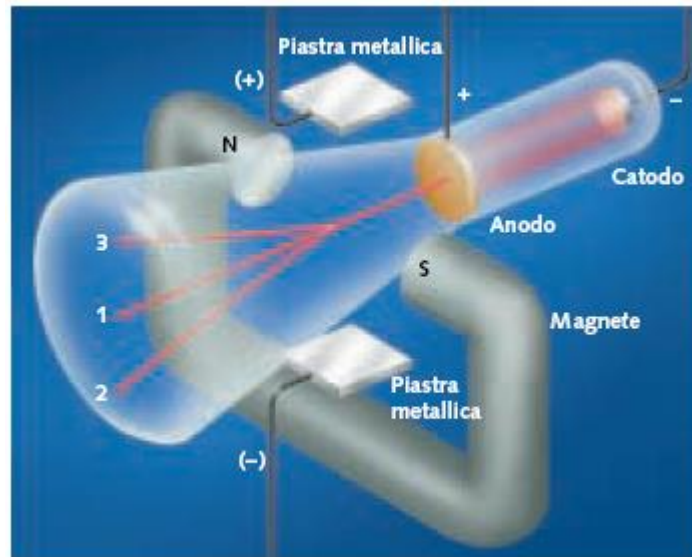
Tubo a scarica di gas. I raggi catodici passano dal catodo carico negativamente all'anodo carico positivamente.

2 • LA STRUTTURA DELL'ATOMO

Nel 1897 Thomson, utilizzando un tubo catodico, riuscì a determinare il rapporto carica/massa dell'elettrone.

Il rapporto e/m risultò $-1,76 \times 10^8$ coulomb/grammo.

Le particelle dei raggi catodici erano presenti in qualsiasi tipo di materiale: si trattava degli **elettroni**.



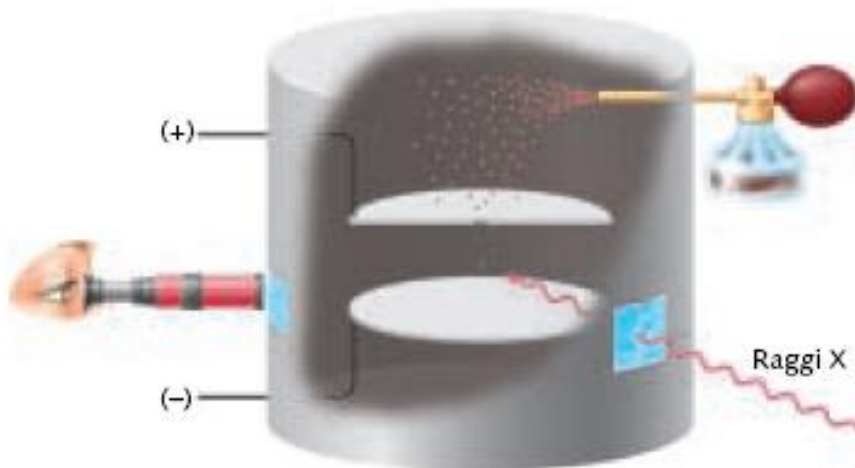
Il tubo a raggi catodici di Thomson

2 • LA STRUTTURA DELL'ATOMO

Nel 1909 Millikan riuscì a misurare la carica dell'elettrone e a ricavarne la massa dal rapporto carica/massa.

Esperimento di Millikan.

Gli elettroni emessi dalle molecole d'aria quando vengono colpite dai raggi X sono catturati da piccole goccioline d'olio e cadono attraverso il sottile foro della piastra metallica superiore. Osservando la velocità di caduta delle goccioline d'olio caricate, con e senza le cariche elettriche sulle piastre metalliche, Millikan riuscì a calcolare la carica dell'elettrone.



2 • LA STRUTTURA DELL'ATOMO

Con lo **spettrometro di massa** venne misurato il rapporto carica/massa degli ioni positivi.

- I rapporti carica/massa variavano in rapporto al gas presente nel nucleo.
- Le masse osservate erano sempre multipli interi della massa dell'idrogeno.
- La massa dell'idrogeno risultava 1800 volte più grande di quella dell'elettrone.

L'atomo di idrogeno, privo di un elettrone, risultava la particella fondamentale di tutta la materia e venne chiamato **protone**.

2 • LA STRUTTURA DELL'ATOMO

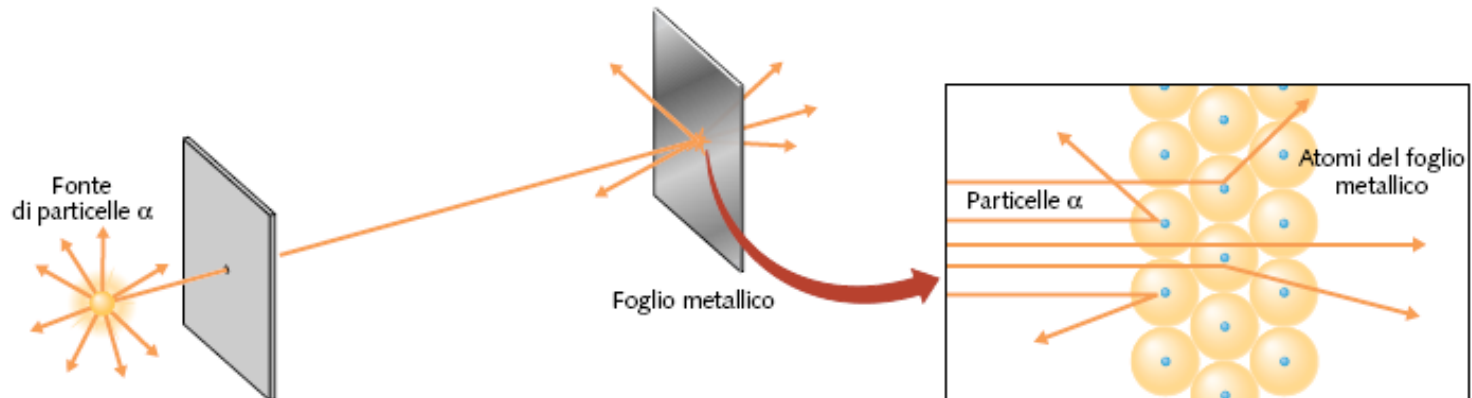
All'inizio del ventesimo secolo Rutherford, studiando gli effetti ottenuti colpendo sottili fogli metallici con *raggi α* :

- stabilì che tutta la massa di un atomo doveva essere concentrata in un volume molto piccolo posto al centro dell'atomo che chiamò *nucleo*
- determinò il numero di cariche positive presenti nel nucleo del metallo esaminato
- ipotizzò l'esistenza di particelle di carica simile al protone ma di carica nulla

Nel 1932 Chadwick scoprì il neutrone.

2 • LA STRUTTURA DELL'ATOMO

Le **particelle alfa** sono deviate in tutte le direzioni da un sottile foglio metallico. Alcune urtano qualcosa dotato di massa elevata e tornano indietro; altre attraversano la lamina senza deviare; altre ancora passano vicino alla zona centrale (nucleo) e sono deviate perché hanno lo stesso tipo di carica (+) del nucleo.



2 • ATOMI ED ELEMENTI: LE UNITÀ COSTITUTIVE DELLA CHIMICA

Esempio: uranio-235

- numero dei protoni = 92 (= numero degli elettroni)
- numero dei neutroni = 143
- numero atomico (Z) = 92
- numero di massa (A) = 92 + 143 = 235
- simbolo chimico = U

L'uranio-235 può quindi essere rappresentato da:

numero di massa, A (protoni + neutroni) 235

simbolo chimico U

numero atomico, Z (numero dei protoni) 92

2.5 Elementi e tavola periodica

La tavola periodica riassume le proprietà chimiche e fisiche degli elementi.

Nella prima tavola periodica gli elementi erano disposti in ordine crescente di massa atomica.

Nella moderna tavola periodica gli elementi sono disposti secondo un ordine crescente di numero atomico:

- gli elementi sono disposti in righe chiamati periodi
- le colonne verticali sono chiamate gruppi o famiglie

2 • ATOMI ED ELEMENTI: LE UNITÀ COSTITUTIVE DELLA CHIMICA

Tavola periodica moderna

	Metalli alcalini (eccetto H)		Metalli alcalino-terrosi		Numero atomico		Numero del gruppo		Alogeni		Gas nobili							
	IA (1)	IIA (2)			1 H 1,00794				IIIA (13)	IVA (14)	V (15)	VIA (16)	VIIA (17)	VIIIA (18)				
1	1 H 1,00794				Massa atomica									2 He 4,002602				
2	3 Li 6,941	4 Be 9,012182							5 B 10,811	6 C 12,0107	7 N 14,0067	8 O 15,9994	9 F 18,99840	10 Ne 20,1797				
3	11 Na 22,98977	12 Mg 24,3050	IIIB (3)	IVB (4)	VB (5)	VIB (6)	VII B (7)	VIII B (8) (9) (10)	IB (11)	IIB (12)	13 Al 26,98154	14 Si 28,0855	15 P 30,97376	16 S 32,065	17 Cl 35,453	18 Ar 39,948		
4	19 K 39,0983	20 Ca 40,078	21 Sc 44,955910	22 Ti 47,867	23 V 50,9415	24 Cr 51,9961	25 Mn 54,938049	26 Fe 55,845	27 Co 58,93320	28 Ni 58,6934	29 Cu 63,546	30 Zn 65,409	31 Ga 69,723	32 Ge 72,64	33 As 74,92160	34 Se 78,96	35 Br 79,904	36 Kr 83,796
5	37 Rb 85,4678	38 Sr 87,62	39 Y 88,90585	40 Zr 91,224	41 Nb 92,90638	42 Mo 95,94	43 Tc 98,9072	44 Ru 101,07	45 Rh 102,90550	46 Pd 106,42	47 Ag 107,8682	48 Cd 112,411	49 In 114,818	50 Sn 118,710	51 Sb 121,760	52 Te 127,60	53 I 126,90447	54 Xe 131,293
6	55 Cs 132,90545	56 Ba 137,327	57 *La 138,9055	72 Hf 178,49	73 Ta 180,9479	74 W 183,84	75 Re 186,207	76 Os 190,23	77 Ir 192,217	78 Pt 195,078	79 Au 196,96654	80 Hg 200,59	81 Tl 204,3833	82 Pb 207,2	83 Bi 208,98037	84 Po 208,9824	85 At 209,9871	86 Rn 222,0176
7	87 Fr 223,0197	88 Ra 226,0254	89 †Ac 227,0277	104 Rf 261,1089	105 Db 262,1144	106 Sg 263,118	107 Bh 262,12	108 Hs 265,1306	109 Mt (268)	110 Ds (271)	111 Uuu (272)	112 Uub (285)		114 Uuq (289)				

* 58 Ce 140,116	59 Pr 140,90765	60 Nd 144,24	61 Pm 144,9127	62 Sm 150,36	63 Eu 151,964	64 Gd 157,25	65 Tb 158,92534	66 Dy 162,50	67 Ho 164,93032	68 Er 167,26	69 Tm 168,93421	70 Yb 173,04	71 Lu 174,967
--------------------	--------------------	-----------------	-------------------	-----------------	------------------	-----------------	--------------------	-----------------	--------------------	-----------------	--------------------	-----------------	------------------

† 90 Th 232,0381	91 Pa 231,0359	92 U 238,0289	93 Np 237,0482	94 Pu 244,0642	95 Am 243,0614	96 Cm 247,07003	97 Bk 247,0703	98 Cf 251,0796	99 Es 252,083	100 Fm 257,0951	101 Md 258,0984	102 No 259,1011	103 Lr 262,110
---------------------	-------------------	------------------	-------------------	-------------------	-------------------	--------------------	-------------------	-------------------	------------------	--------------------	--------------------	--------------------	-------------------

Terminologia della tavola periodica moderna

Gruppi A = *elementi rappresentativi o elementi dei gruppi principali*

- I A = metalli alcalini
- II A = metalli alcalino-terrosi
- VII A = alogeni
- VIII = gas nobili

Gruppi B = *elementi di transizione*

Elementi di transizione interna = elementi 58–71 e 90–103

- 58–71 = lantanidi
- 90–103 = attinidi

2 • ATOMI ED ELEMENTI: LE UNITÀ COSTITUTIVE DELLA CHIMICA

Tavola periodica e carattere metallico degli elementi

Metalli Non-metalli Metalloidi Gas nobili

IA (1) IIA (2) IIIA (13) IVA (14) VA (15) VIA (16) VIIA (17) VIIIA (18)

Metalli Non-metalli Metalloidi Gas nobili

Periodi

1	H	He																
2	Li	Be	B	C	N	O	F	Ne										
3	Na	Mg	Al	Si	P	S	Cl	Ar										
4	K	Ca	Sc	Ti	V	Cr	Mn	Fe	Co	Ni	Cu	Zn	Ga	Ge	As	Se	Br	Kr
5	Rb	Sr	Y	Zr	Nb	Mo	Tc	Ru	Rh	Pd	Ag	Cd	In	Sn	Sb	Te	I	Xe
6	Cs	Ba	*La	Hf	Ta	W	Re	Os	Ir	Pt	Au	Hg	Tl	Pb	Bi	Po	At	Rn
7	Fr	Ra	†Ac	Rf	Db	Sg	Bh	Hs	Mt	Uun	Uuu	Uub		Uuq				

* Ce Pr Nd Pm Sm Eu Gd Tb Dy Ho Er Tm Yb Lu

† Th Pa U Np Pu Am Cm Bk Cf Es Fm Md No Lr

Metalli

Sono lucenti

Possono essere lavorati e ridotti in lamine sottili (**malleabilità**) o in fili (**duttilità**)

Sono solidi a temperatura ambiente (tranne Hg) e conducono la corrente elettrica

Non metalli

Non presentano le proprietà dei metalli

Reagiscono con i metalli per formare composti (ionici)

Metalloidi

Hanno proprietà intermedie tra quelle dei metalli e quelle dei non-metalli