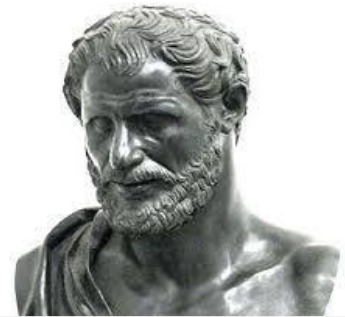


# LA TEORIA ATOMICA DELLA MATERIA



La parola "atomo" (dal greco *átomos* = indivisibile) fu introdotta dai filosofi greci tra cui Democrito (460-370 a.c.) per definire le entità elementari, indistruttibili e indivisibili, di cui ritenevano fosse costituita la materia

Nel momento in cui i chimici impararono a misurare le quantità di elementi che reagivano con altri per formare una nuova sostanza, furono create le basi per la nuova teoria atomica che legava il concetto di elementi con l'idea di atomi

La **moderna teoria atomica** deve le sue origini alle osservazioni di Dalton

# LEGGI FONDAMENTALI DELLA CHIMICA O LEGGI PONDERALI

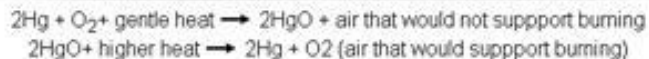
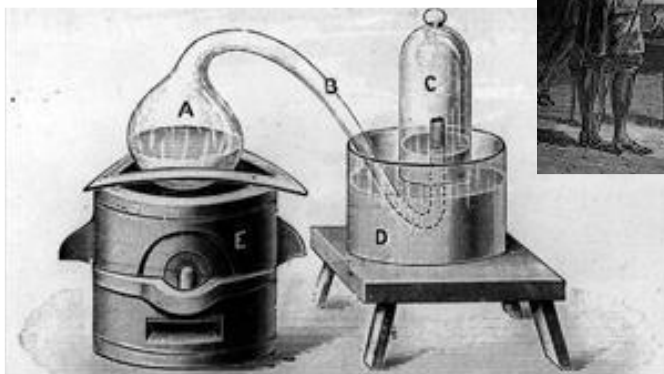
Verso la fine del XVIII secolo e l'inizio del XIX secolo, si studiarono con particolare importanza gli aspetti quantitativi delle [trasformazioni chimiche](#), arrivando a descrivere il comportamento delle [sostanze](#) attraverso leggi che ancora oggi sono chiamate **leggi fondamentali della chimica o leggi ponderali** (ponderale = che riguarda il peso):

- **La legge della conservazione della massa** (Lavoisier, seconda metà 1700)
- **La legge delle proporzioni definite** (Proust, 1794)
- **La legge delle proporzioni multiple** (Dalton, 1804)

# La legge della conservazione della massa (Lavoisier, seconda metà 1700)

La legge di Lavoisier nota anche come legge di conservazione della massa afferma che nel corso di una reazione chimica la somma delle masse dei reagenti è uguale alla somma delle masse dei prodotti

In altre parole, nel corso di una reazione chimica la materia non si crea e non si distrugge



$$(0^{\text{livre}},2 \text{ ♂} + 0^{\text{livre}},058 \text{ ☉}) + 2^{\text{livres}},5 \text{ ▽}$$

$$+ (0^{\text{livre}},25 \text{ ☽} + 0^{\text{livre}},25 \text{ △} - 0^{\text{livre}},058 \text{ ☉} - 0^{\text{livre}},058 \text{ △}),$$

ce qui se réduit à

$$(0^{\text{livre}},2 \text{ ♂} + 0^{\text{livre}},058 \text{ ☉}) + (2^{\text{livres}},5 \text{ ▽}) + (0^{\text{livre}},192 \text{ ☽} + 0^{\text{livre}},192 \text{ △})$$

et en fractions vulgaires,

$$\left(\frac{1^{\text{livre}}}{5} \text{ ♂} + \frac{32^{\text{livres}}}{600} \text{ ☉}\right) + \left(2^{\text{livres}} \frac{1}{4} \text{ ▽}\right) + \frac{24^{\text{livres}}}{125} \text{ ☽} + \frac{24^{\text{livres}}}{125} \text{ △}.$$

## La legge delle proporzioni definite (Proust, 1794)

Legge delle proporzioni definite: in un composto chimico gli elementi che lo costituiscono sono sempre presenti in rapporti in massa costanti e definiti indipendentemente dalla sua origine o dal metodo di preparazione

L'**acqua** è costituita da idrogeno **H** ed ossigeno **O**

In 18 g d'**acqua** ci sono 2 g di **H** e 16 g di **O**

$$\frac{m_O}{m_H} = \frac{16}{2} = \frac{8}{1} = 8 = \text{costante}$$

*ossigeno = 88.9%*

*idrogeno = 11.1%*

$$\frac{m_O}{m_{acqua}} 100 = \frac{16}{18} 100 = 88.9\% = \text{costante}$$

rapporto ponderale definito e costante

# La legge delle proporzioni multiple (Dalton, 1804)

**Legge delle proporzioni multiple:** quando due elementi formano tra loro due o più composti, le differenti masse di uno di essi che si combinano con la stessa massa dell'altro sono tra loro in rapporti dati da numeri interi e piccoli

L'idrogeno **H** e l'ossigeno **O** formano **2 differenti composti**: **acqua** ed **perossido di idrogeno** (acqua ossigenata)

	Massa d'idrogeno	Massa d'ossigeno	
acqua	2 g	16 g	$16/16 = 1$
perossido di idrogeno	2 g	32 g	$32/16 = 2$



Il **rapporto di ossigeno per grammo di idrogeno** nei due composti è **2:1**

# La legge delle proporzioni multiple (Dalton, 1804)

L'ossigeno **O** ed il carbonio **C** formano tra loro **2 diversi composti**

massa di carbonio	massa d'ossigeno			
1.000 g	1.333 g	$1.333/1.333 = 1$	<b>CO</b>	monossido di carbonio
1.000 g	2.667 g	$2.667/1.333 = 2$	<b>CO<sub>2</sub></b>	biossido di carbonio

nome del composto	% C	% O	grammi di O combinato con 1 g di C	rapporto tra le masse di ossigeno
ossido di carbonio	42,9	57,1	1,33	1
anidride carbonica	27,3	72,7	2,66	$\frac{2,66}{1,33} = 2$

# La legge delle proporzioni multiple (Dalton, 1804)

L'ossigeno **O** e l'azoto **N** formano tra loro ben 5 diversi composti

Massa di N	28g	14g	28g	14g	28g
Massa di O	16g	16g	48g	32g	80g

Massa di N	14g	14g	14g	14g	14g
Massa di O	8g	16g	24g	32g	40g
	1	2	3	4	5

$N_2O$	$NO$	$N_2O_3$	$NO_2$	$N_2O_5$
--------	------	----------	--------	----------

nome del composto	% N	% O	grammi di O combinato con 1 g di N	rapporto tra le masse di ossigeno
protossido di azoto	63,7	36,3	0,57	1
ossido di azoto	46,7	53,3	1,14	$\frac{1,14}{0,57} = 2,0$
anidride nitrosa	36,9	63,1	1,71	$\frac{1,71}{0,57} = 3,0$
ipoazotide	30,5	69,5	2,28	$\frac{2,28}{0,57} = 4,0$
anidride nitrica	25,9	74,1	2,86	$\frac{2,86}{0,57} = 5,0$

## Teoria atomica della materia (Dalton, 1804)

Nel 1803 J. Dalton, analizzò la legge di Lavoisier e la legge di Proust, incrociando i dati ottenuti da questi scienziati con quanto espresso nella legge da lui stesso enunciata

Egli intuì che solo immaginando la materia costituita da **atomi piccolissimi, indivisibili, indistruttibili e non creabili**, si potevano spiegare le tre leggi sopra indicate e formulò quello che oggi è noto come il modello atomico di Dalton

# Teoria atomica della materia

Dalton fu il primo a proporre una teoria atomica, basata sui seguenti quattro postulati:

- 1) La materia è costituita da **particelle elementari, indivisibili**, chiamate **atomi**. Gli atomi non possono essere né creati né distrutti
- 2) Gli atomi di un elemento **non** possono essere convertiti in atomi di un altro elemento
- 3) Gli atomi della **stessa specie chimica** sono tutti **uguali** tra di loro. Tutti gli atomi di uno stesso elemento hanno uguale massa
- 4) In una trasformazione chimica gli atomi si combinano tra di loro secondo un **rapporto ben definito e costante**, espresso da **numeri interi**

## Moderno riesame della teoria atomica

- Gli atomi **sono divisibili** in particelle subatomiche ma mantengono inalterate la loro identità nelle reazioni chimiche
- Nelle **reazioni nucleari** gli atomi di un elemento si convertono spesso **in atomi di un altro elemento** ma ciò non avviene in una reazione chimica
- Gli isotopi di un elemento differiscono nel numero di neutroni, quindi nel numero di massa, ma un campione dell'elemento è trattato come se i suoi atomi avessero una massa media
- I **composti** sono formati dalla combinazione chimica di elementi in **rapporti specifici**, possono verificarsi lievi variazioni ma il postulato resta essenzialmente invariato

...E ADESSO SCOPRIAMO IL  
NOSTRO ULTIMO  
MODELLO...



MODELLO DI  
DEMOCRITO

MODELLO DI  
THOMSON

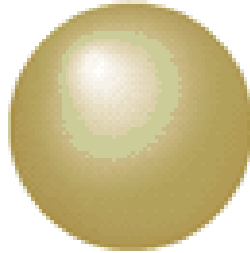
MODELLO DI  
RUTHERFORD

MODELLO  
DI BOHR

MODELLO  
QUANTO  
MECCANICO

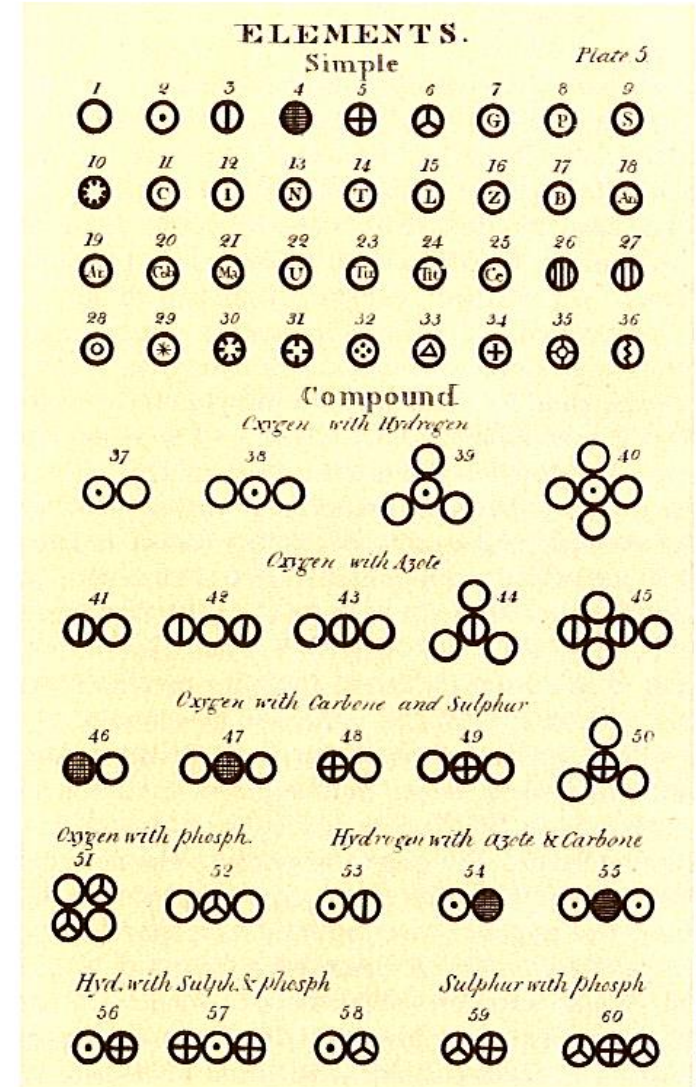
S. h. 1975

# Il modello atomico fino all'Ottocento



Fino a quasi tutto l'Ottocento gli atomi vennero considerati, secondo il modello atomico di Dalton, come porzioni di materia indivisibili

Il modello, di diretta derivazione da quello del filosofo greco Democrito, era in grado di spiegare le leggi ponderali che erano state scoperte nel XVIII e XIX secolo



## Atomo e cariche elettriche

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



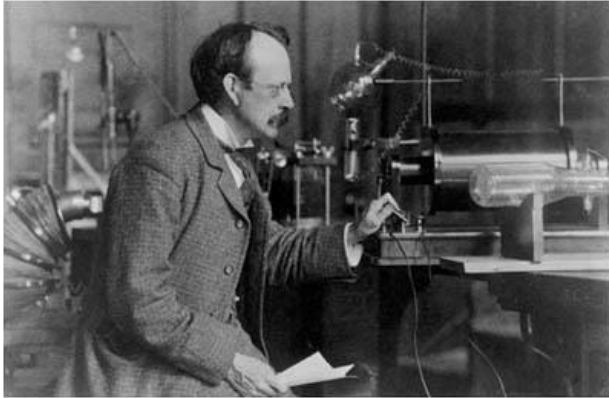
Anche altre sostanze come il vetro presentavano lo stesso comportamento dell'ambra (in greco ἤλεκτρον) e tali fenomeni vennero chiamati **elettrici**

Solo a partire dal XVII secolo vennero studiati e spiegati ammettendo la produzione, durante lo strofinio, di cariche elettriche

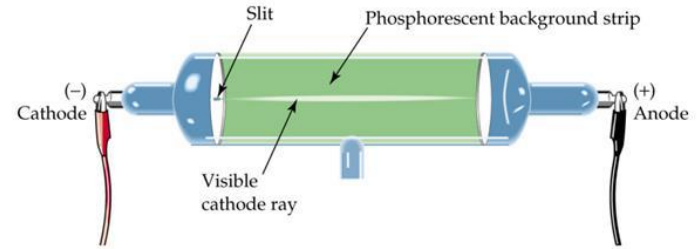


L'**atomo** come era stato ipotizzato da **Dalton**, visto che non presentava cariche, **non poteva** perciò **interpretare** i fenomeni elettrici

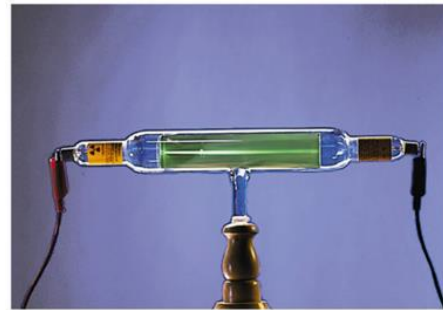
# L'esperimento di Thomson



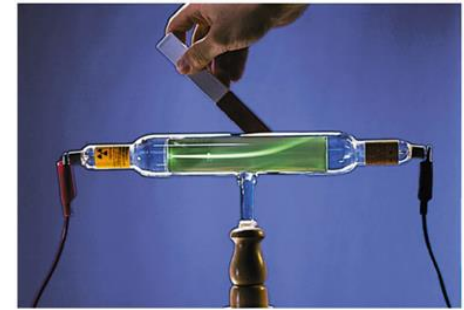
*J.J. Thomson (1856 –1940)*



(a)



(b)



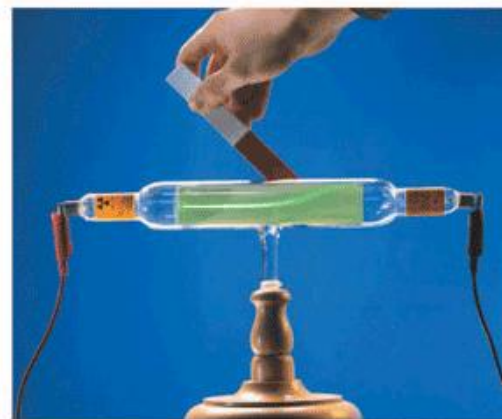
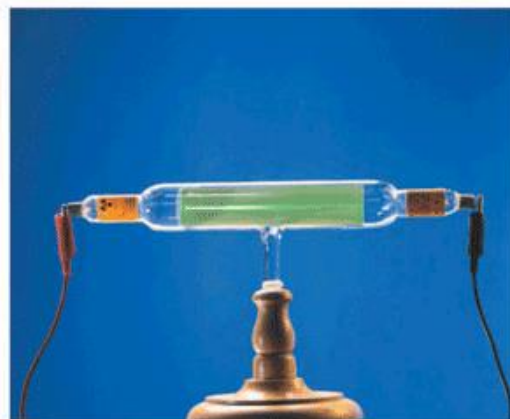
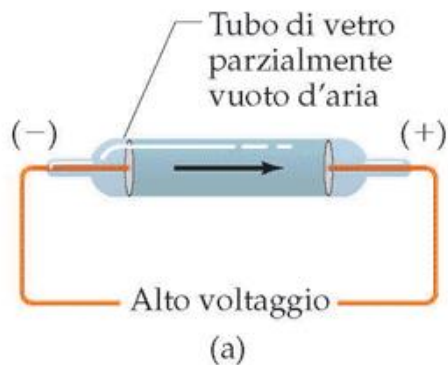
(c)

Un tubo di vetro contiene del **gas a bassa pressione**

Le pareti all'estremità del tubo sono ricoperte di un composto capace di **emettere luce se colpiti da particelle ad elevata energia (schermo a fluorescenza)**

Se si stabilisce una **differenza di potenziale** tra il catodo e l'anodo si genera un fascio luminoso che viaggia in linea retta attraverso il tubo e **viene deviato** se sottoposto ad un **campo magnetico** o ad un **campo elettrico**

# Raggi catodici ed elettroni



▼ **Figura 2.3 Tubo a raggio catodico.**  
(a) In un tubo a raggio catodico gli elettroni si muovono da un elettrodo negativo (catodo) ad uno positivo (anodo). (b) Una fotografia di un tubo a raggio catodico contenente uno schermo fluorescente per mostrare il passaggio dei raggi catodici. (c) Il percorso dei raggi catodici è deviato dalla presenza di un magnete.

La radiazione prodotta all'interno del tubo venne denominata come **raggi catodici** perché era originata da un elettrodo negativo o catodo

Sebbene i raggi non potessero essere visti, **il loro movimento poteva essere individuato** perché causavano per determinati materiali un fenomeno di fluorescenza o di emissione di luce

# Il modello atomico di Thomson

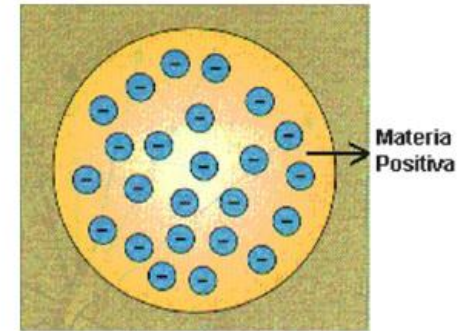
Misurando le deviazioni che subivano il fascio elettrico Thomson fu in grado di determinarne il loro **rapporto carica/massa**

Il valore sperimentale trovato era di  $1,76 \cdot 10^8$  coulomb/g  
Tale valore si **manteneva costante** sia **cambiando il catodo**, sia usando **un gas diverso nel tubo**



L'atomo non può essere considerato come la più piccola porzione ottenibile di materia

Gli elettroni dovevano essere dei costituenti fondamentali di **tutti gli atomi**, le particelle positive sono costituite dagli atomi privati di cariche negative

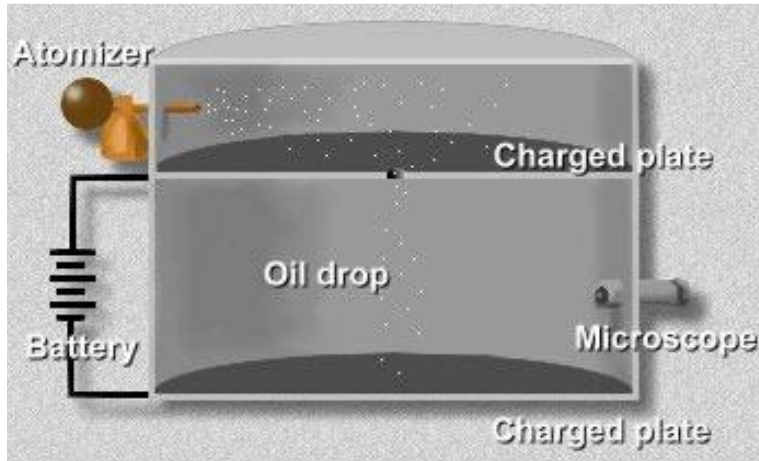


© 2004 Wolch & Perkin, Thiessen  
science & technology

Modello *plum pudding*

# Esperimento di Millikan (1911)

Con il suo esperimento Millikan riuscì a **misurare la carica elettrica dell'elettrone**



Minutissime gocce di olio vengono iniettate mediante il nebulizzatore nella camera

Le gocce che passano attraverso il foro vengono ionizzate con un fascio di raggi X

Tra le due piastre della camera viene generata una differenza di potenziale che influenza la velocità di caduta delle gocce

Dai valori di velocità di caduta in presenza di un campo elettrico fu possibile ricavare il **valore della carica** che risultò essere sempre un **multiplo di  $-1,602 \cdot 10^{-19} \text{ C}$**

Da questo dato fu possibile anche ricavare la massa dell'elettrone, pari a  $9,11 \cdot 10^{-28} \text{ g}$

Thomson aveva calcolato:

$$e/m = 1,76 \times 10^{11} \text{ C/Kg}$$

Millikan riuscì a misurare la carica di un elettrone:

$$e = 1,602 \cdot 10^{-19} \text{ C (coulomb)}$$

$$\text{Massa dell'elettrone} = \frac{1,602 \times 10^{-19} \text{ C}}{1,76 \times 10^{11} \text{ C/Kg}} = 9,10 \times 10^{-31} \text{ Kg}$$

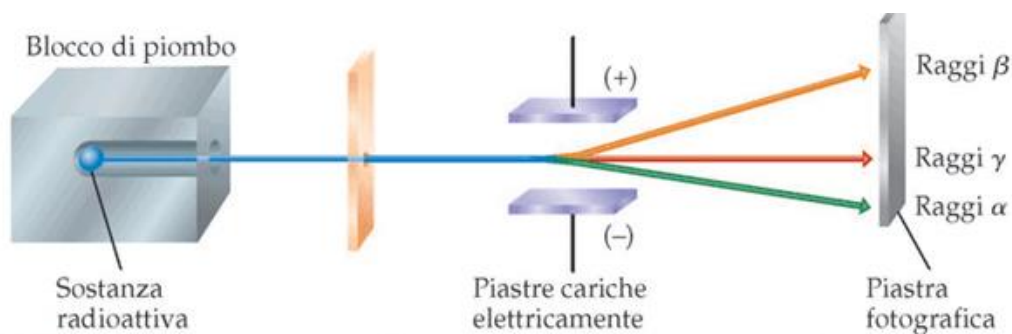
# Radioattività

Nel 1896 lo scienziato francese Henri Becquerel stava studiando un composto contenente uranio quando scoprì che emetteva spontaneamente radiazioni ad alta energia

Questa spontanea emissione di radiazione venne chiamata **radioattività**

Studi successivi, condotti da **Ernest Rutherford**, sulla natura della radioattività portarono alla scoperta di tre tipi di radiazioni: **alfa ( $\alpha$ ), beta ( $\beta$ ) e gamma ( $\gamma$ )**

Ciascuna radiazione mostrava un comportamento differente nell'interazione con un campo elettrico. Le radiazioni  $\alpha$  e  $\beta$  venivano deviate, sebbene in direzione opposta, dal campo elettrico mentre la radiazione  $\gamma$  non subiva nessuna variazione



**Particelle  $\alpha$ : carica positiva**

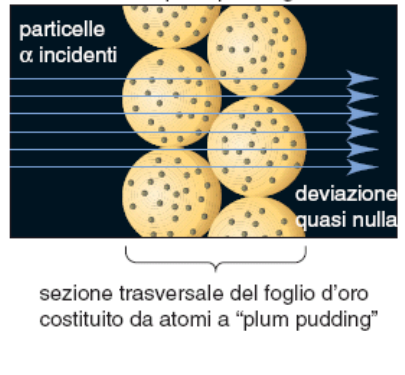
**Particelle  $\beta$ : carica negativa**

**Particelle  $\gamma$ : carica neutra**

▲ **Figura 2.8** Comportamento dei raggi alfa ( $\alpha$ ), beta ( $\beta$ ) e gamma ( $\gamma$ ) in un campo elettrico. I raggi *alfa* sono costituiti da particelle cariche positivamente e sono quindi attratti dalla piastra carica negativamente. I raggi *beta* sono costituiti da particelle cariche negativamente e sono quindi attratti dalla piastra carica positivamente. I raggi *gamma*, che non hanno carica, non sono influenzati dal campo elettrico.

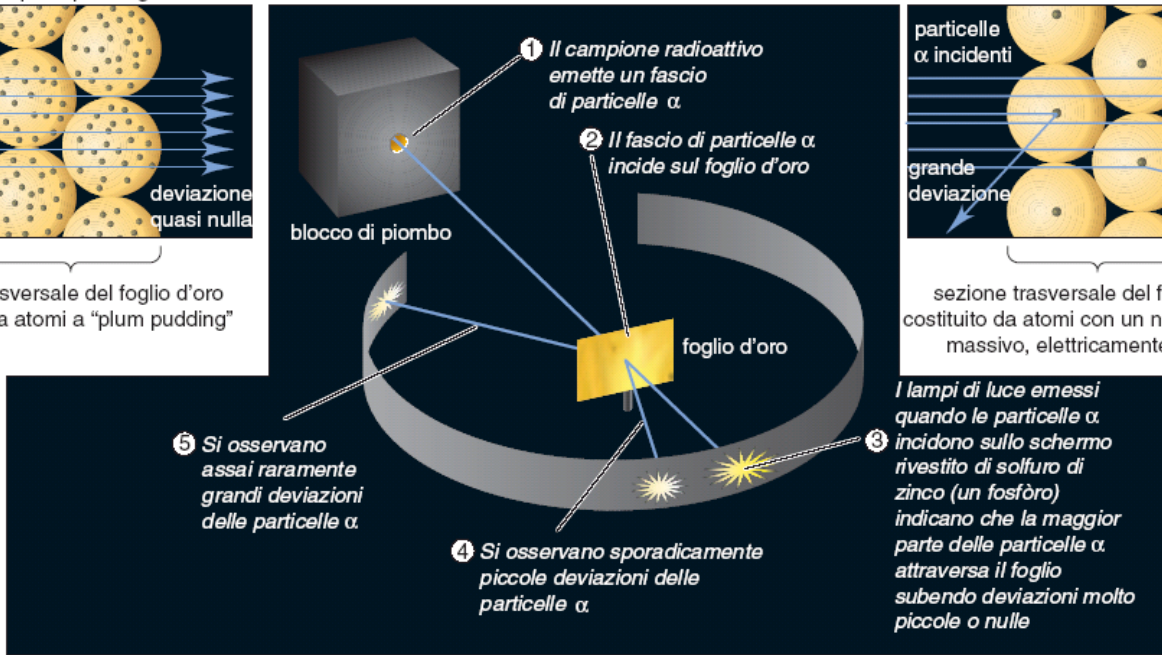
# Esperimento di Rutherford

**A** *Ipotesi*: il risultato atteso sulla base del modello dell'atomo a "plum pudding"



sezione trasversale del foglio d'oro costituito da atomi a "plum pudding"

**B** Esperimento

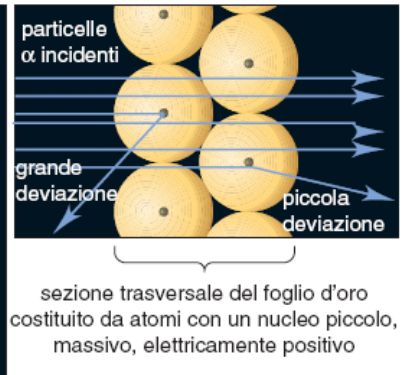


5 Si osservano assai raramente grandi deviazioni delle particelle  $\alpha$ .

4 Si osservano sporadicamente piccole deviazioni delle particelle  $\alpha$ .

3 I lampi di luce emessi quando le particelle  $\alpha$  incidono sullo schermo rivestito di solfuro di zinco (un fosfòro) indicano che la maggior parte delle particelle  $\alpha$  attraversa il foglio subendo deviazioni molto piccole o nulle

**C** Risultato reale



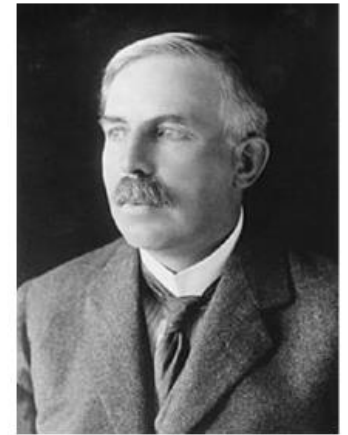
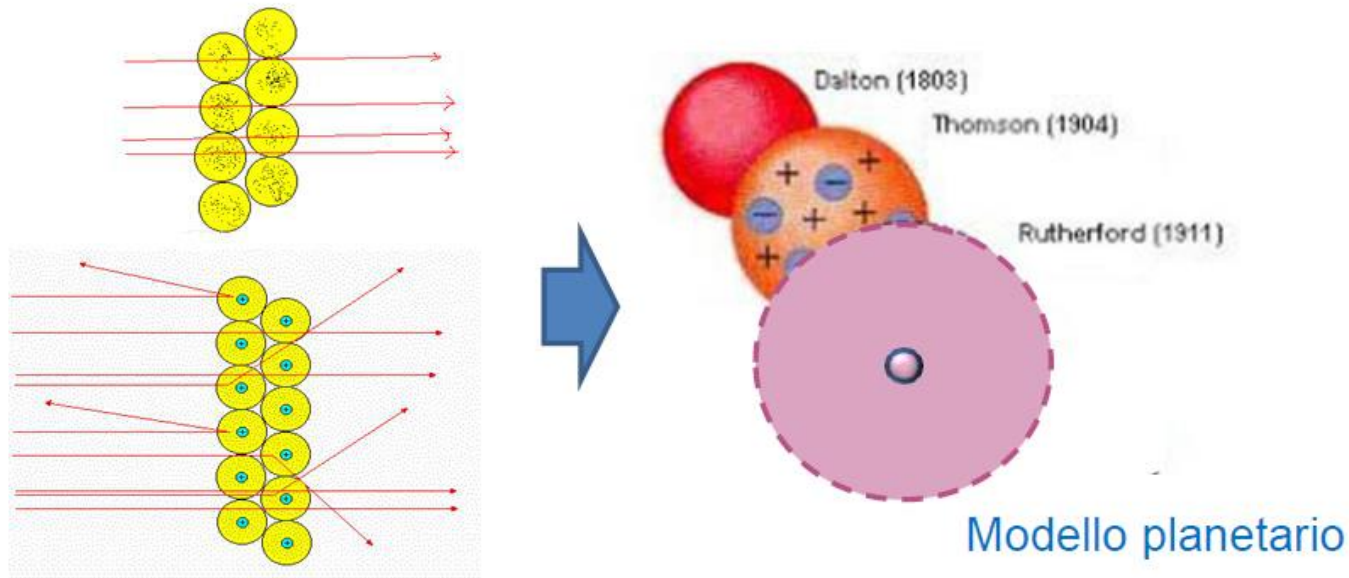
sezione trasversale del foglio d'oro costituito da atomi con un nucleo piccolo, massivo, elettricamente positivo

Una sottile lamina d'oro veniva colpita con raggi  $\alpha$  mentre delle lastre fotografiche disposte attorno rilevavano le direzioni prese dalle particelle

Se il modello atomico di Thomson era corretto non si sarebbero dovute riscontrare deviazioni consistenti

La maggior parte delle particelle passava inalterata e che alcune venivano deviate con piccoli angoli. Mediamente, una particella ogni 20.000 tornava indietro

# Modello atomico di Rutherford



*Ernest Rutherford (1871 –1937)  
Nobel per la Chimica 1908*

Gli atomi sono costituiti da **nuclei estremamente piccoli** come sede della **massa dell'atomo** e della totalità delle cariche elettriche positive

Gli **elettroni** nel loro moto intorno al nucleo **contribuiscono a dare volume all'atomo**

# La visione moderna della struttura atomica

L'atomo è costituito da tre particelle subatomiche: *protone, elettrone e neutrone*

Carica dell'elettrone:  $- 1,602 \times 10^{-19} \text{ C}$

Carica del protone:  $+ 1,602 \times 10^{-19} \text{ C}$

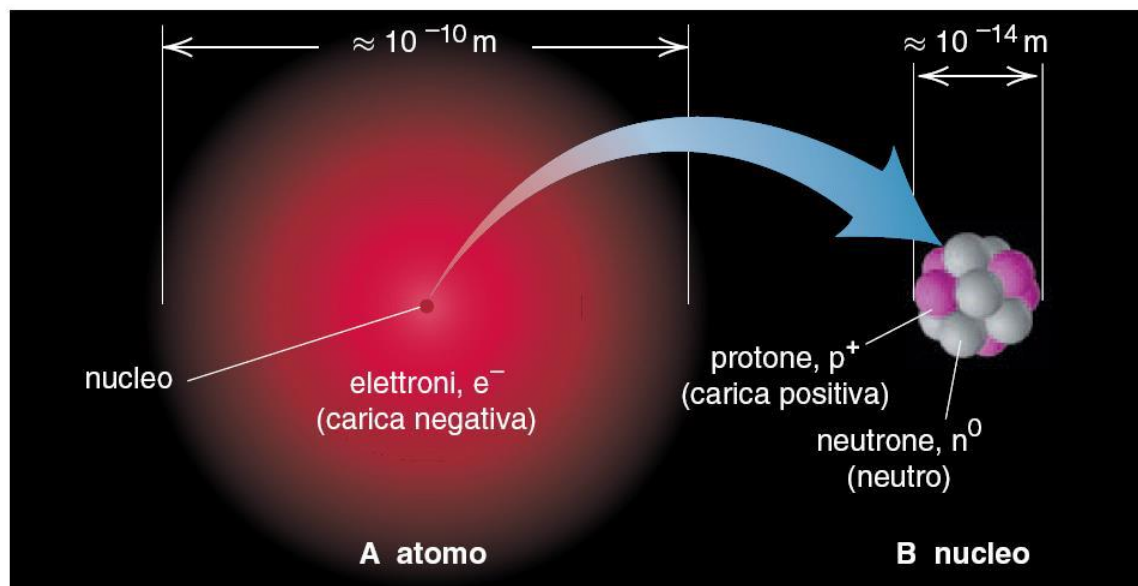
La quantità  $1,602 \times 10^{-19} \text{ C}$  è definita come **carica elettronica**

Per convenienza, le cariche delle particelle atomiche o subatomiche sono espresse come multipli di questa carica:

Carica dell'elettrone: **- 1**

Carica del protone: **+1**

Carica del neutrone: **0**



# La visione moderna della struttura atomica

**Tabella 2.2** Proprietà delle tre particelle subatomiche principali

Nome (simbolo)	Carica		Massa		posizione nell'atomo
	relativa	assoluta (C)*	relativa (u)**	assoluta (g)	
protone (p <sup>+</sup> )	1 <sup>+</sup>	$+1,602218 \times 10^{-19}$	1,00727	$1,67262 \times 10^{-24}$	nucleo
neutrone (n <sup>0</sup> )	0	0	1,008 66	$1,67493 \times 10^{-24}$	nucleo
elettrone (e <sup>-</sup> )	1 <sup>-</sup>	$-1,60218 \times 10^{-19}$	0,00054858	$9,10939 \times 10^{-28}$	all'esterno del nucleo

\* Il coulomb (C) è l'unità SI di carica elettrica. Per definizione, 1 C è la quantità di elettricità trasportata in 1 s da una corrente di intensità 1 A (ampere):

1 C = 1 A · s.

\*\* L'unità di massa atomica (simbolo: u) è uguale a  $1,660540 \times 10^{-24}$  g; è esaminata più avanti in questa sezione.

Dato che potrebbe essere complicato esprimere delle masse così piccole in grammi, viene utilizzata una differente unità di misura: **l'unità di massa atomica, o uma**

**Un uma equivale a  $1,66054 \times 10^{-24}$  g**

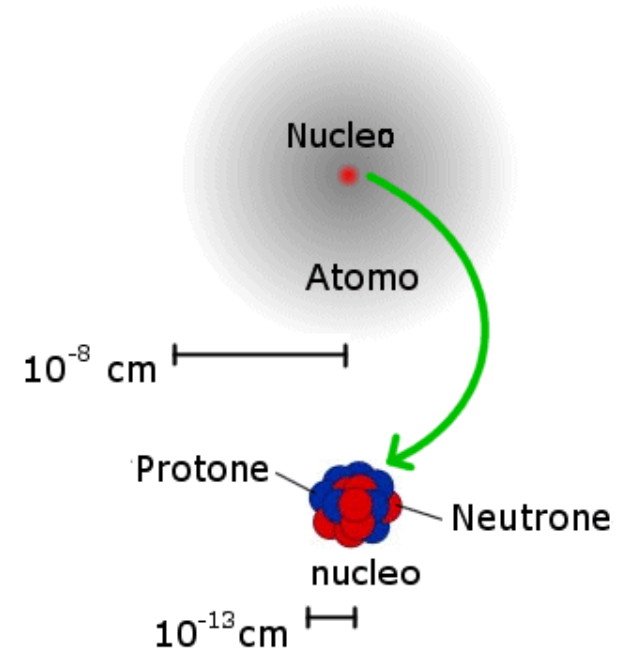
# Numero atomico, numero di massa e isotopi

Soffermandoci sul nucleo, cioè sul cuore dell'atomo, sappiamo che i nucleoni occupano uno spazio enormemente ridotto rispetto al volume totale dell'atomo

L'atomo ha una struttura essenzialmente vuota nella quale si muovono gli elettroni.

**Cosa rende un atomo di un elemento differente da quello di un altro elemento?**

La differenza significativa giace nella loro composizione subatomica



## Numero atomico

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



## Numero di massa

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

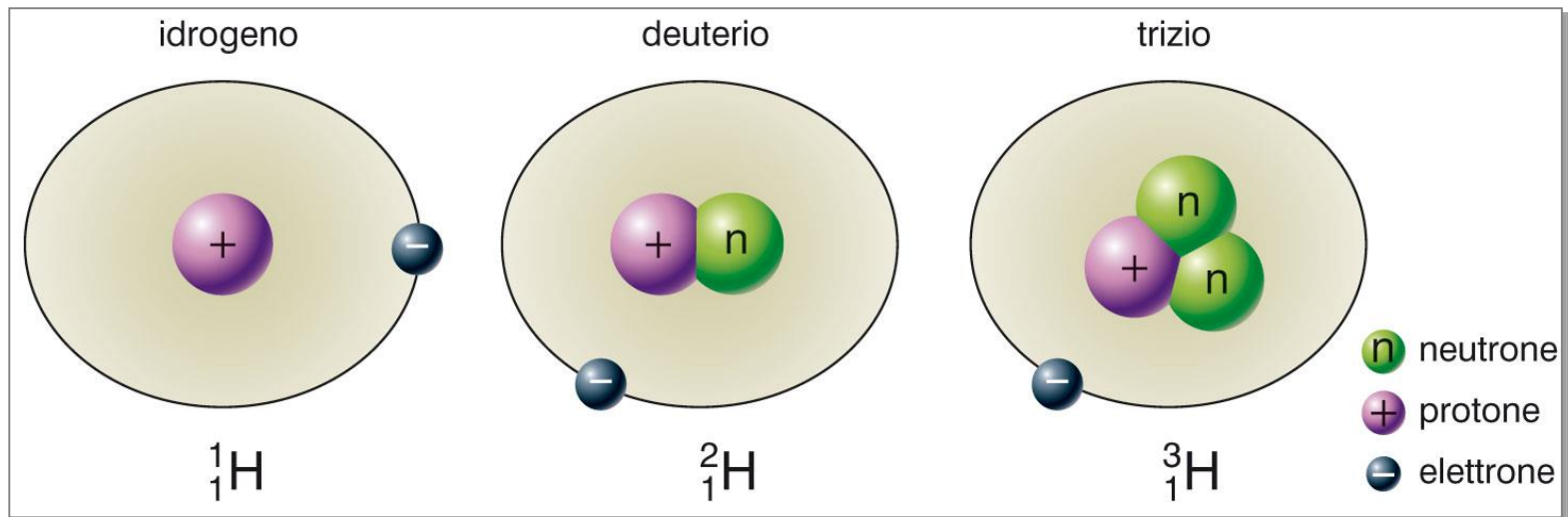
$$A = Z + n^\circ$$

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

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

# Isotopi

Gli **isotopi** sono atomi dello stesso elemento aventi le stesse proprietà chimiche ma masse diverse, perché contengono un diverso numero di neutroni

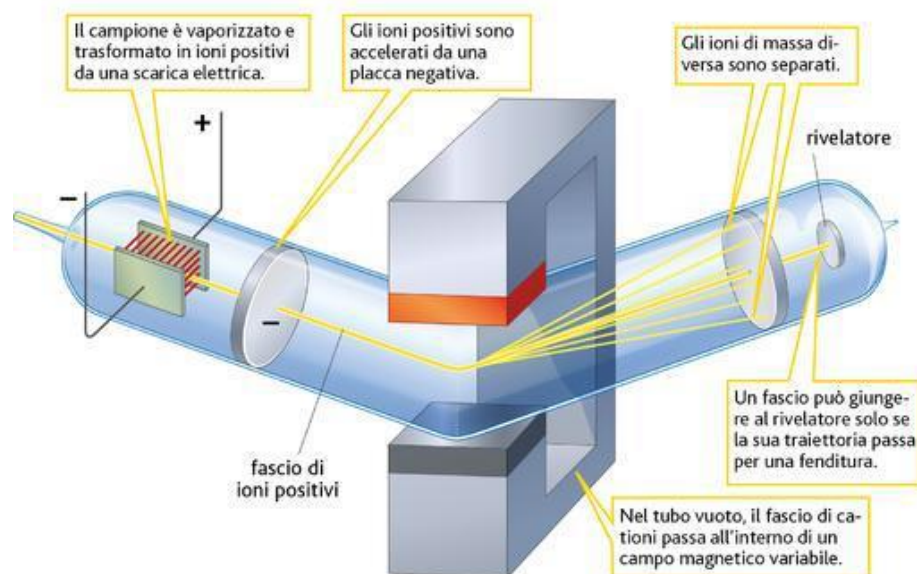


# Isotopi

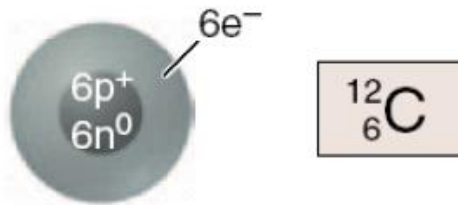
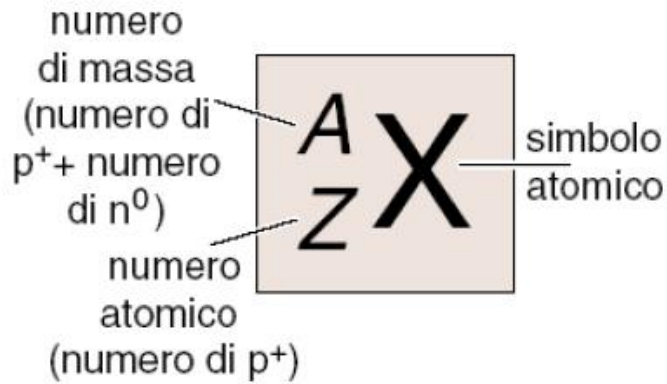
Gli elementi allo stato naturale e nei composti contengono una miscela dei vari isotopi in percentuali ben determinate e costanti

Le proprietà fisiche osservate per ciascuno di essi sono la media di quelle dei singoli isotopi presenti

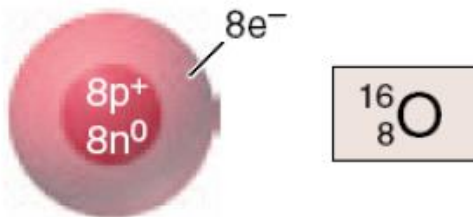
Oggi le masse atomiche si determinano attraverso lo **spettrometro di massa**



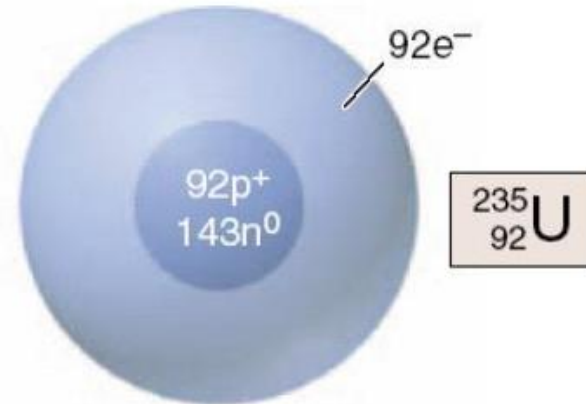
# Rappresentazione dell'atomo



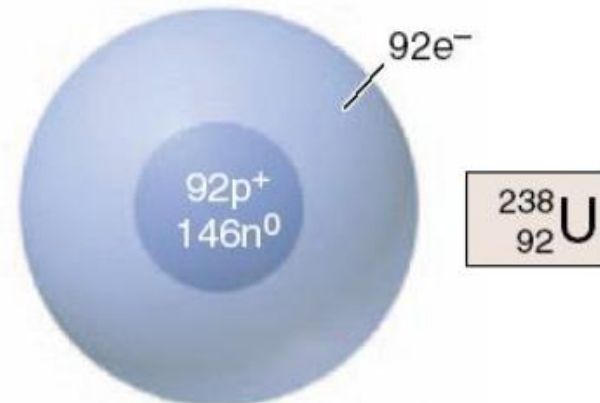
un atomo di carbonio -12



un atomo di ossigeno -16



un atomo di uranio-235



un atomo di uranio-238

# LA TAVOLA PERIODICA

La teoria atomica di Dalton pose le basi per lo sviluppo di esperimenti chimici agli inizi del diciannovesimo secolo

Con il numero delle osservazioni chimiche crescente e l'elenco degli elementi conosciuti in continua espansione, ulteriori sforzi vennero fatti per trovare un modello comune nel comportamento chimico

The image displays a detailed version of the periodic table titled "The Periodic Table of the Elements". It features a color-coded layout where different groups of elements are highlighted in various colors: alkali metals (orange), alkaline earth metals (yellow), transition metals (green), lanthanoids (light green), actinoids (dark green), noble gases (purple), halogens (pink), and metalloids (light blue). The table includes atomic numbers, chemical symbols, and names for each element. A legend on the right side provides a key for the color coding. The elements are arranged in rows and columns, with the lanthanoid and actinoid series shown as separate rows at the bottom.

La **tavola periodica degli elementi** (1869) è lo strumento più importante che un chimico utilizza per razionalizzare e ricordare le informazioni chimiche

# LA TAVOLA PERIODICA

Periodi - righe orizzontali

Gruppi - colonne verticali che contengono elementi con proprietà simili

Elementi disposti in ordine di numero atomico crescente

La linea a gradini separa i metalli dai non metalli

1A 1	2A 2											3A 13	4A 14	5A 15	6A 16	7A 17	8A 18							
1 H												5 B	6 C	7 N	8 O	9 F	10 Ne							
2 Li	4 Be											11 Na	12 Mg	8B 8 9 10			11 B	12 C	13 Al	14 Si	15 P	16 S	17 Cl	18 Ar
3 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							
4 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							
5 Cs	56 Ba	71 Lu	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							
6 Fr	88 Ra	103 Lr	104 Rf	105 Db	106 Sg	107 Bh	108 Hs	109 Mt	110 Ds	111 Rg	112 Cn	113	114	115	116	117	118							

- Metalli
- Metalloidi
- Non metalli

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