

Presentazione del corso

Argomenti

- Tre argomenti principali:
 - Struttura atomica e molecolare.
 - Termodinamica Chimica ed Equilibrio.
 - Equilibri in soluzione.
- Tre approfondimenti:
 - Funzioni termodinamiche.
 - Termodinamica della solvatazione.
 - Il colore dei sali.

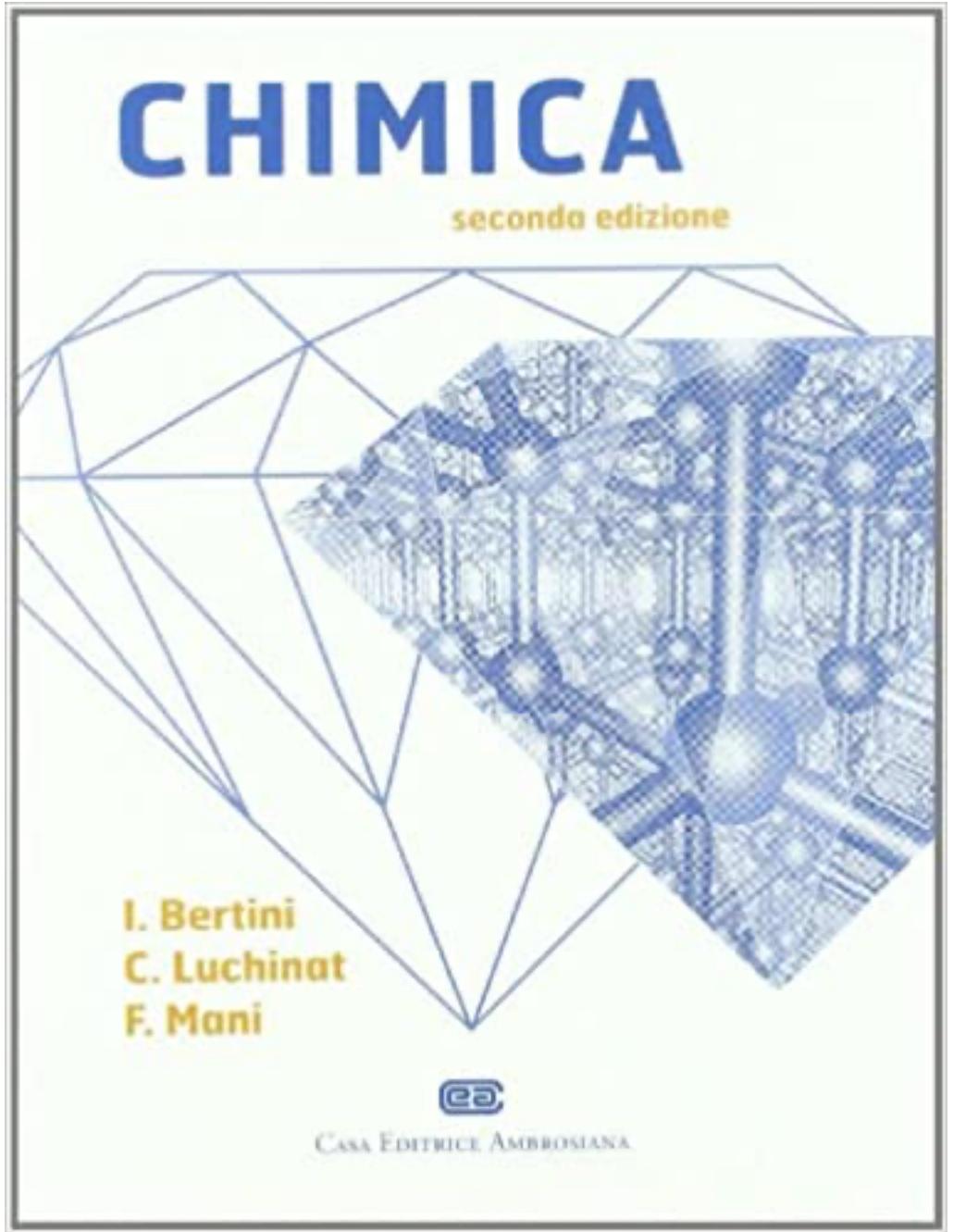
Esame

- Se possibile esami scritti in presenza e breve orale (correzione) in remoto.
- Altrimenti esame scritto a distanza ed orale un po' più corposo.
- Potrete usare calcolatrice e tavola periodica.

Orario

- Martedì 14-16 (14:15-15:00 15:15-16:00).
- Mercoledì 14-16 (14:15-15:00 15:15-16:00).
- Venerdì 16-18: Esercitazioni ed eventuali recuperi. Se farò lezione al venerdì avviserò nelle lezioni precedenti.

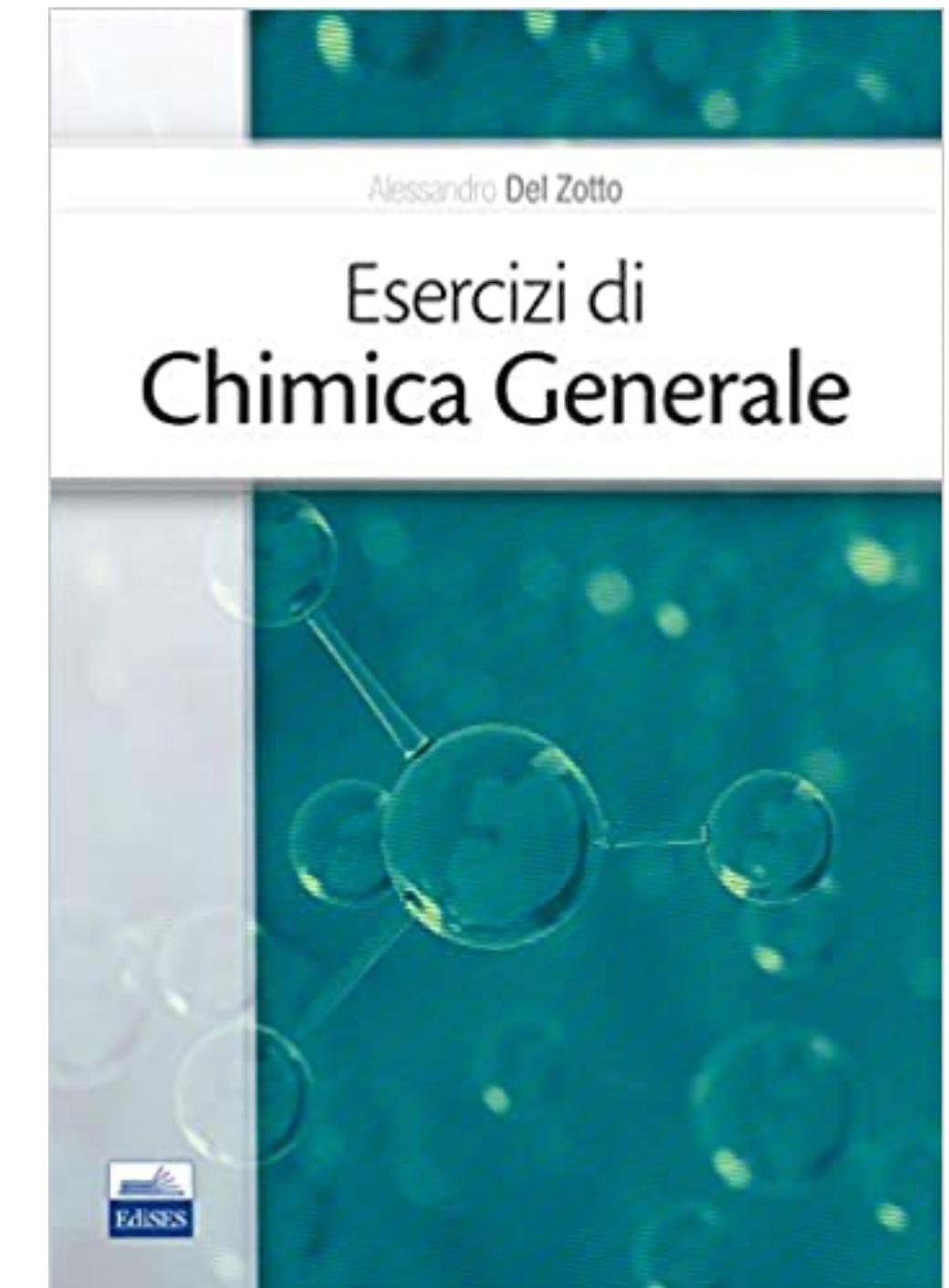
Libri



oppure



e



Se avete altri libri mandate mail. Vi dirò se può andare bene.

Teoria atomica 1

Teoria atomica: antichità

- Democrito: filosofo greco che pensava che tutta la materia fosse composta da atomi (atomos = indivisibile).
- L'atomo:
 1. È indivisibile.
 2. È indistruttibile.
 3. Si muove liberamente.
 4. Si lega ad altri atomi mediante un sistema di “ganci”.
- **Sono solo speculazioni filosofiche - nessun esperimento a conferma.**



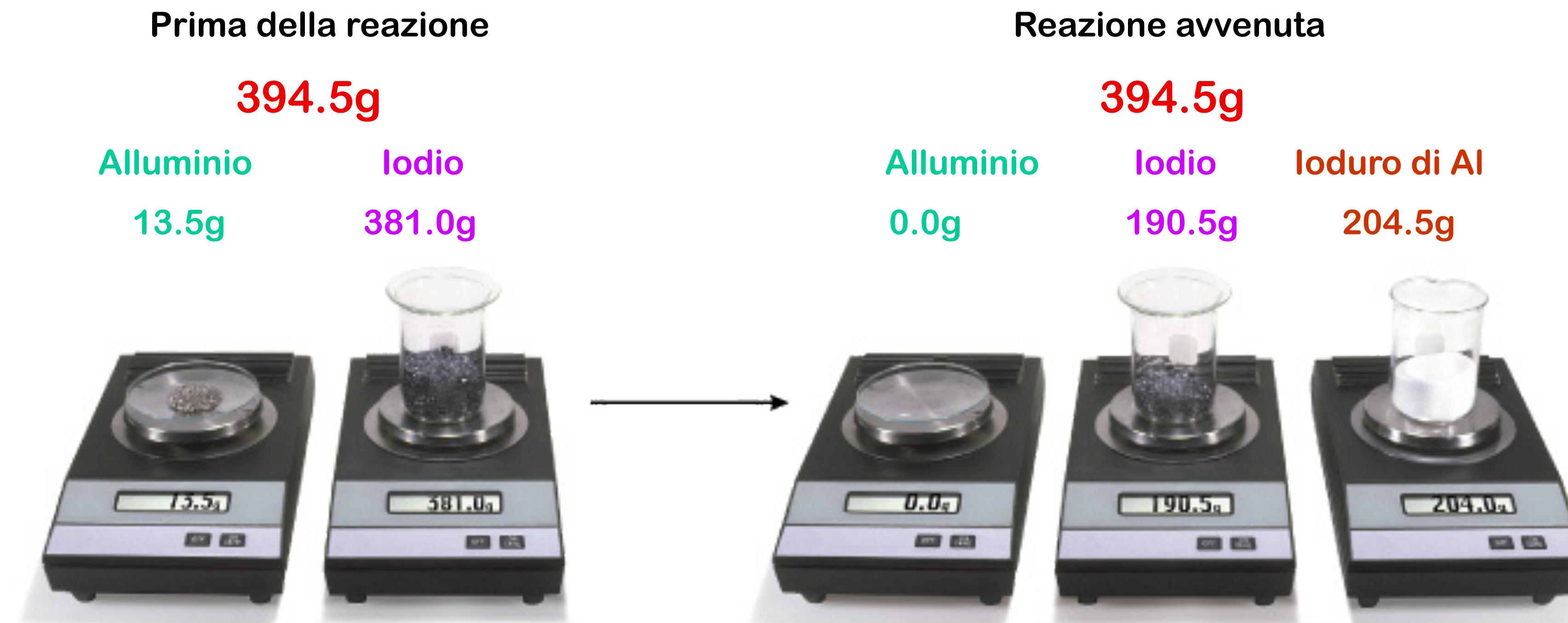
Teoria atomica: XVIII-XIX secolo

- Nei secoli l'uomo ha scoperto **empiricamente** molti processi di tipo chimico.
- Antoine-Laurent de Lavoisier (1743-1794) è stato uno dei primi a condurre esperimenti sulle trasformazioni della materia in modo quantitativo usando la **bilancia** ed assicurandosi di non avere **scambio di materia** con l'esterno.

- **Legge di conservazione**
- **della massa (legge di Lavoisier):**
- **In una reazione chimica non c'è cambiamento di massa.**



Antoine-Laurent de
Lavoisier 1743-1794



<https://www.beautifulchemistry.net/lavoisier>



Composti

- Quasi tutti gli elementi reagiscono tra loro per dare composti.
- Le proporzioni dei vari elementi in un composto non dipendono da come esso è stato preparato.
- **Legge della composizione definita :**
La composizione di un composto puro è sempre la stessa.
 - Per esempio, se scindiamo l'acqua negli elementi che la costituiscono, troveremo sempre che il volume dell'idrogeno sviluppato è il doppio del volume di ossigeno.

- **Legge della composizione definita:**
 - Un composto contiene gli stessi elementi nello stesso rapporto di massa.

Carbonato rameico

Naturale:

58.4g → 30.0g di Cu + 5.7g di C + 22.7g di O

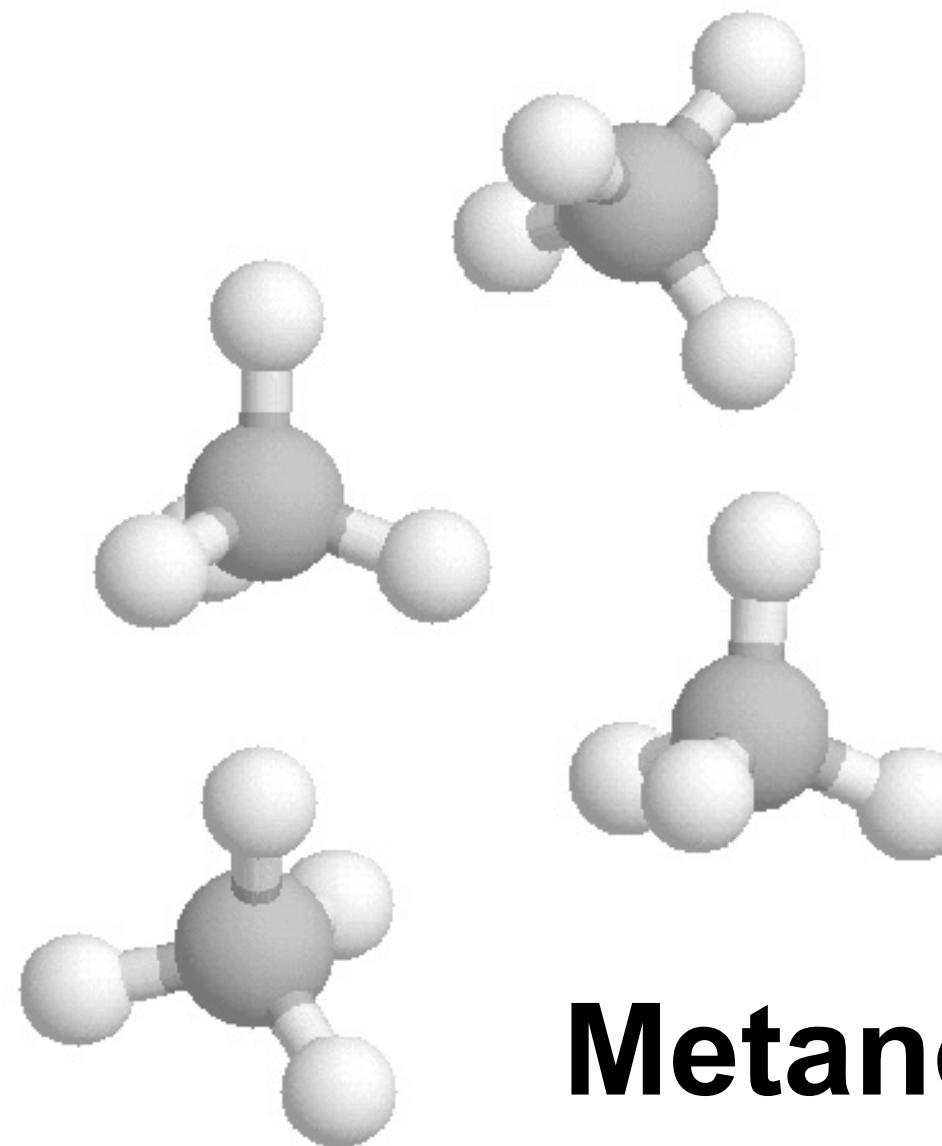
Cu = 30.0/58.4 → 51.4% C = 5.7/58.4 → 9.7% O = 22.7/58.4 → 38.9%

Sintetico:

42.6g → 21.9g di Cu + 4.1g di C + 16.6g di O

Cu = 21.9/42.6 → 51.4% C = 4.1/42.6 → 9.7% O = 16.6/42.6 → 38.9%

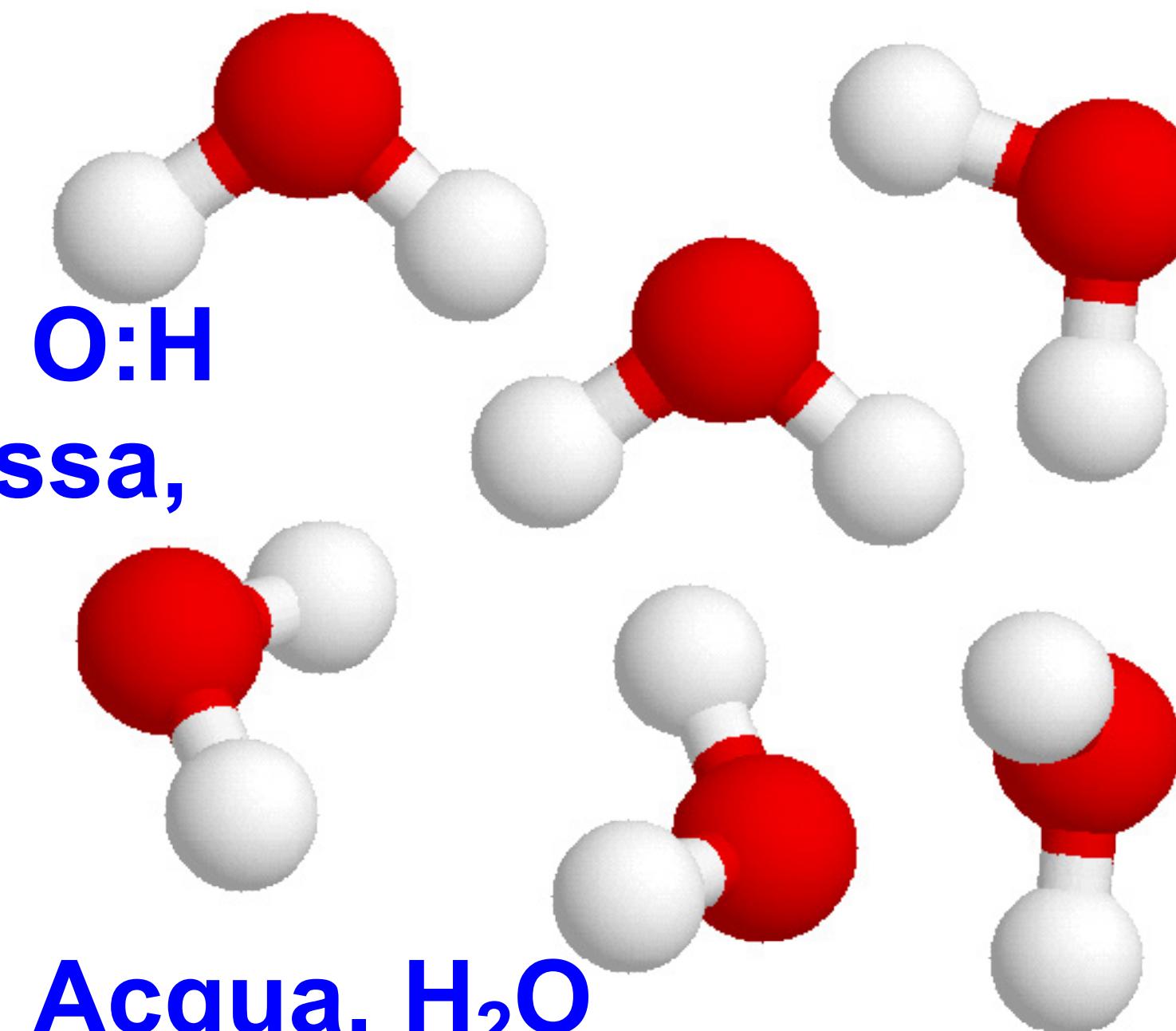
- **Legge della composizione definita:**
 - Un composto contiene gli stessi elementi nello stesso rapporto di massa.



Metano, CH_4

**Rapporto C:H
3:1 in massa**

**Rapporto O:H
8:1 in massa,**



Acqua, H_2O

- **Legge delle proporzioni multiple** (Dalton, 1803):
Quando due elementi formano due (o più) differenti composti, il rapporto delle masse dei due elementi in un composto rispetto allo stesso rapporto nell'altro composto è un **numero intero piccolo**.

- **Legge delle proporzioni multiple:**
- Se due elementi formano più di un composto, le masse di un elemento combinate con la stessa quantità dell'altro stanno in un rapporto di numeri interi.

Legge delle proporzioni multiple

Pentacloruro di fosforo; è composto da:

Fosforo 14.88%, Cloro 85.12%

1.000g di Fosforo si combina con

$$1.000 \times 85.12 / 14.88 = 5.719\text{g di Cloro}$$

Tricloruro di fosforo; è composto da:

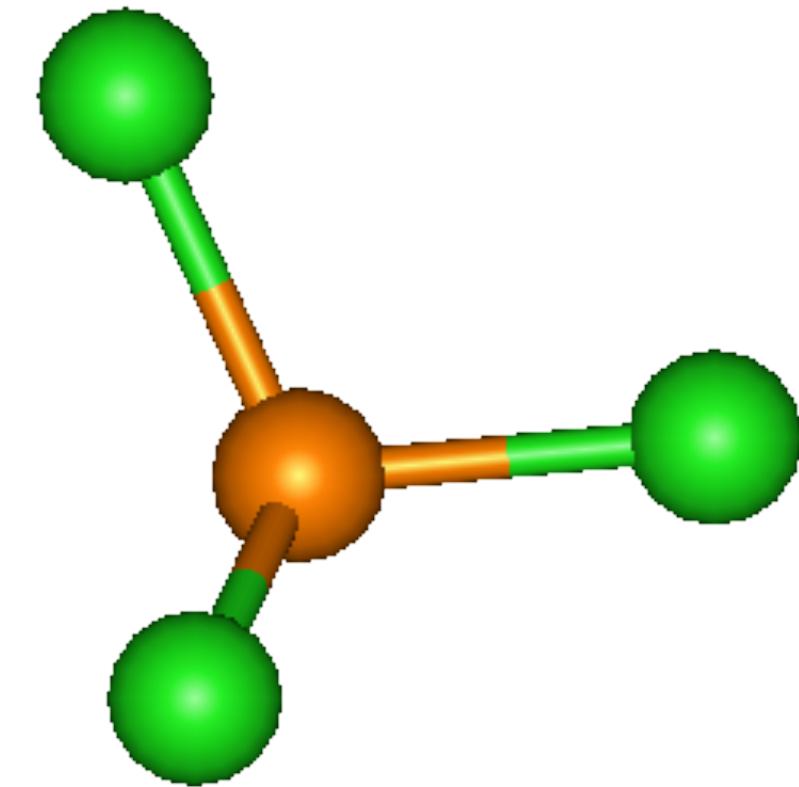
Fosforo 22.56%, Cloro 77.44%

1.000g di Fosforo si combina con

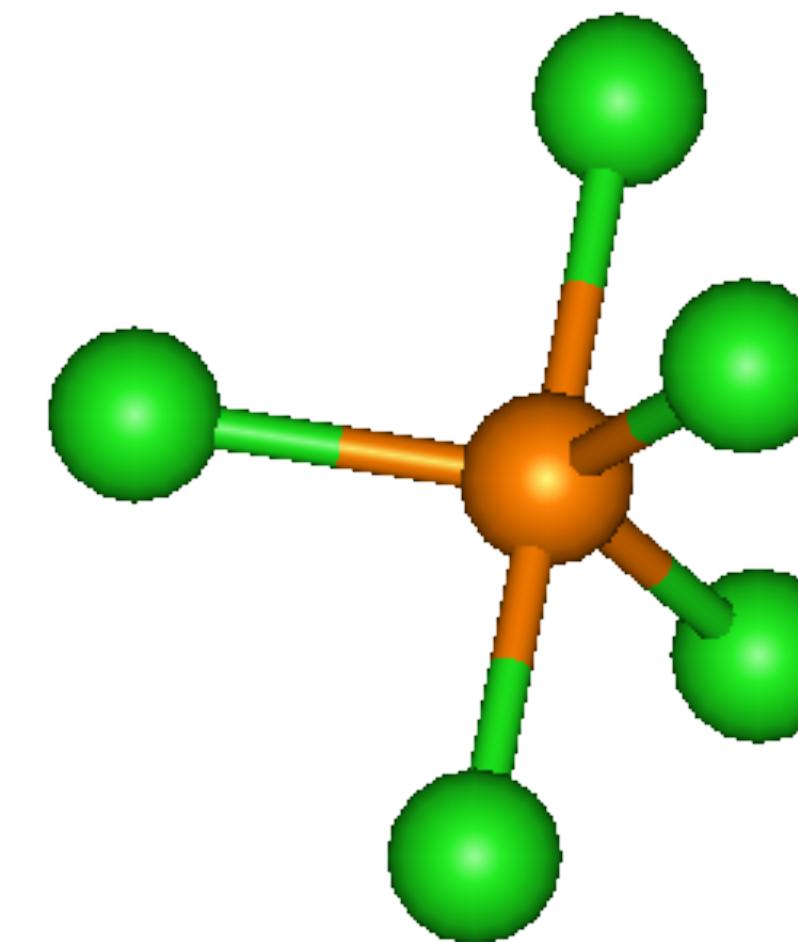
$$1.000 \times 77.44 / 22.56 = 3.432\text{g di Cloro}$$

$$3.432 : 5.719 = 3 : 5$$

- **Legge delle proporzioni multiple:**
- Se due elementi formano più di un composto, le masse di un elemento combinate con la stessa quantità dell'altro stanno in un rapporto di numeri interi.



PCl_3



PCl_5

Legge delle proporzioni multiple

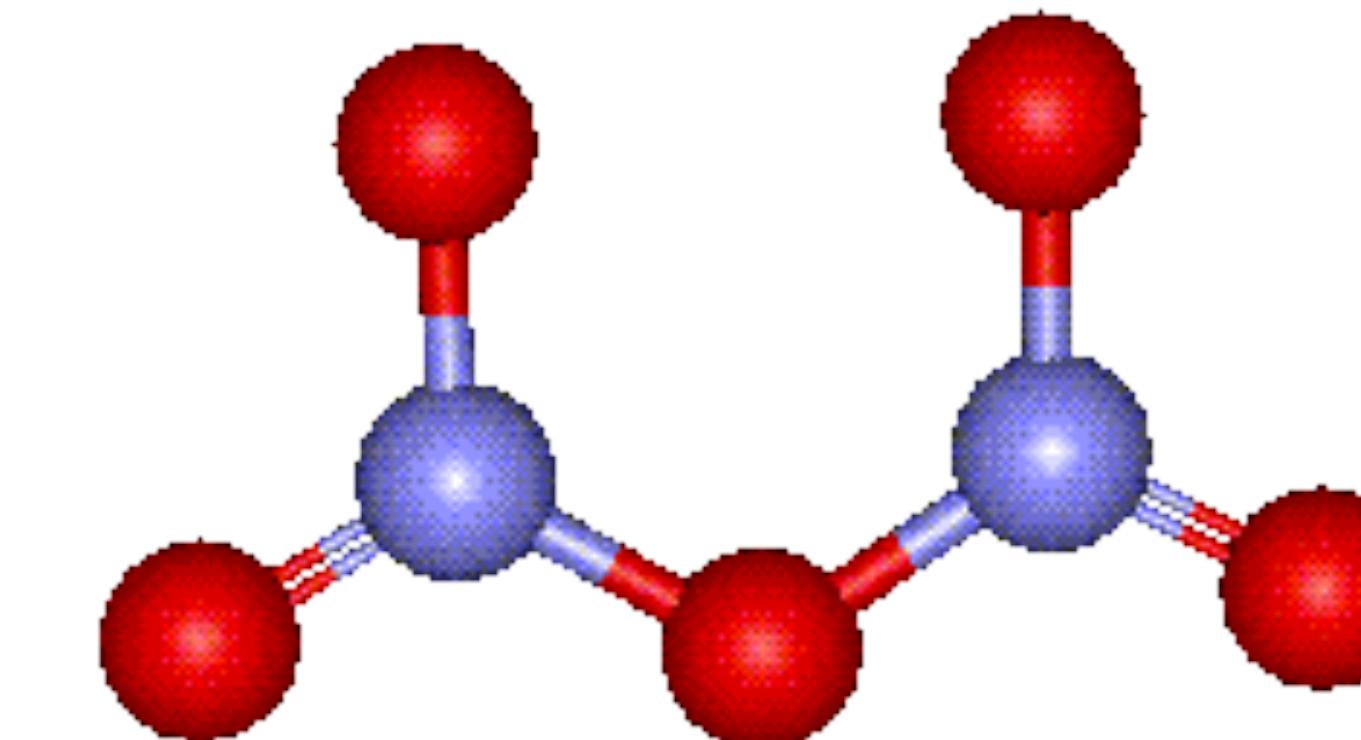
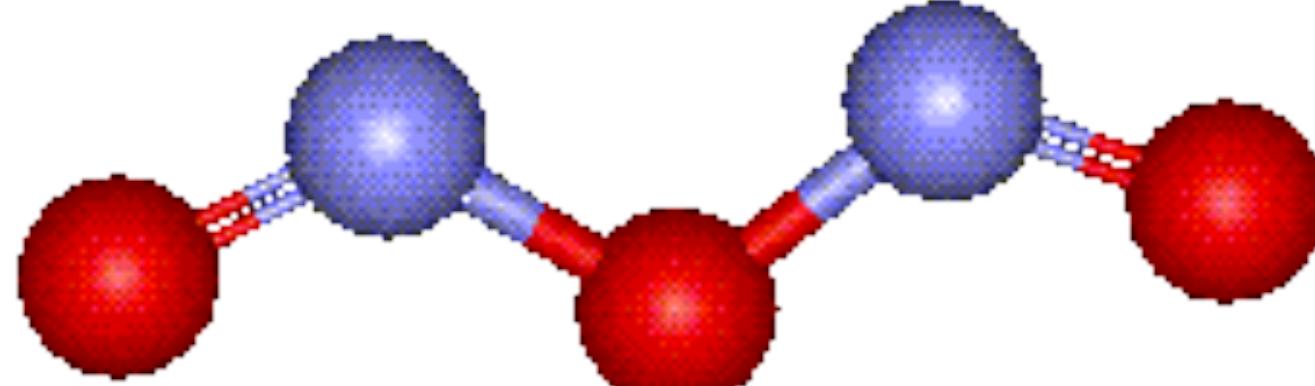
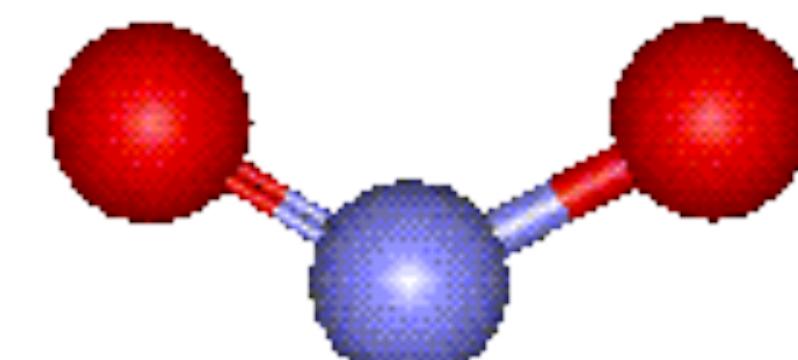
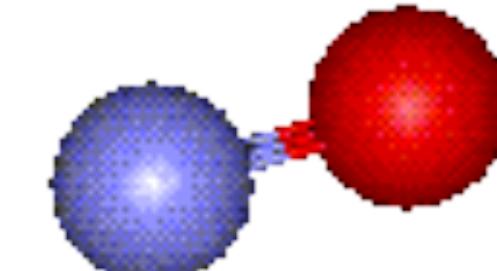
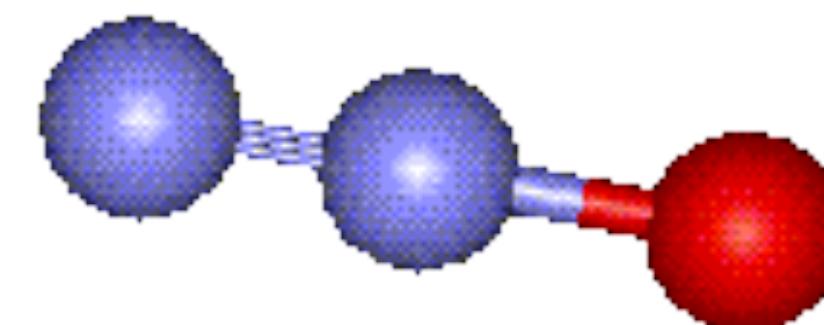
Ossidi Azoto:

	% di N	% di O	g di N	g di O
N ₂ O	63.6%	36.4%	1.00g	0.57g
NO	46.7%	53.3%	1.00g	1.14g
N ₂ O ₃	36.8%	63.2%	1.00g	1.72g
NO ₂	30.4%	69.6%	1.00g	2.29g
N ₂ O ₅	25.9%	74.1%	1.00g	2.86g
0.57 : 1.14 : 1.72 : 2.29 : 2.86 = 1 : 2 : 3 : 4 : 5				



Legge delle proporzioni multiple

Ossidi Azoto:



Legge di Avogadro

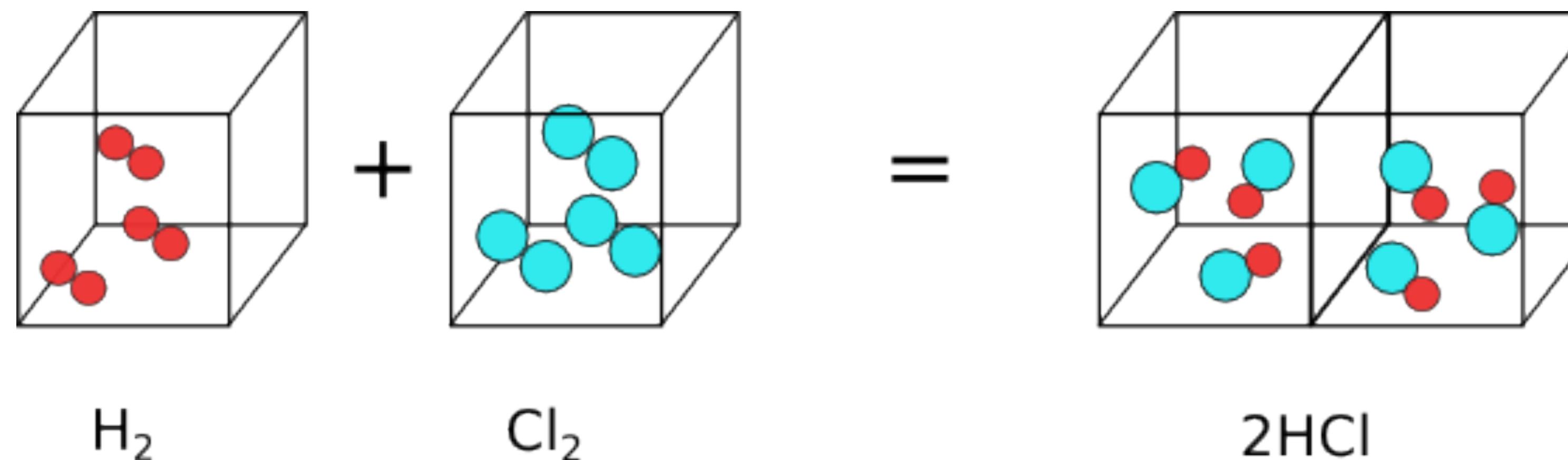


Tonino Lorenzo Romano Amedeo Carlo Avogadro (1776-1856)



Legge di Avogadro

“Volumi eguali di gas nelle stesse condizioni di temperatura e pressione contengono lo stesso numero di molecole”



$$\text{massa}(\text{Cl}_2)/\text{massa}(\text{H}_2) = 35.5$$

$$\text{massa}(\text{HCl})/\text{massa}(\text{H}_2) = 18.25$$

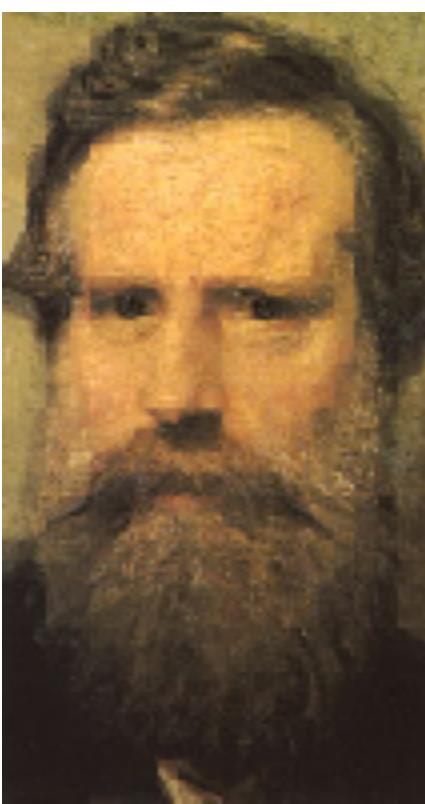
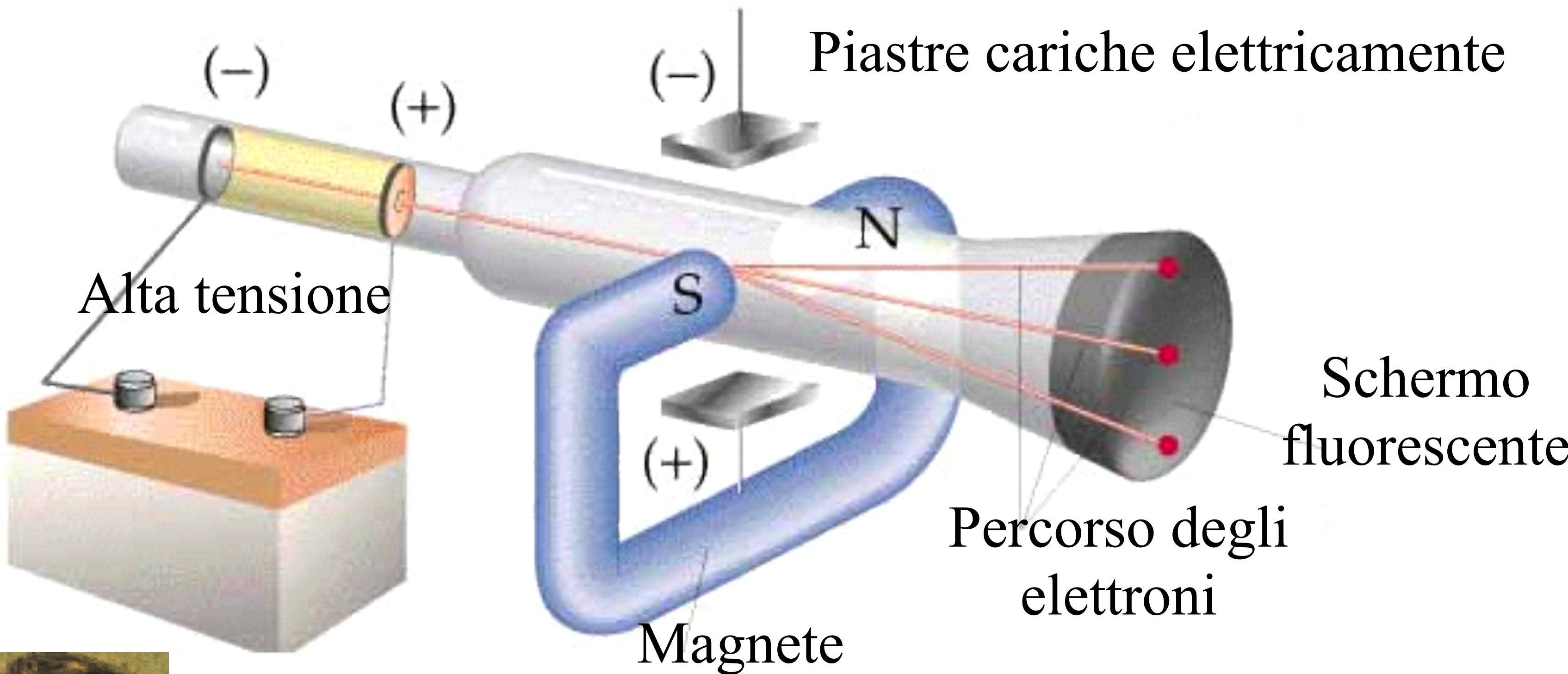
1. I composti sono formati dalla combinazione chimica di due o più differenti elementi. L'unità base di un composto è la **molecola**.
2. Le reazioni sono riarrangiamenti di atomi. In una reazione nessun atomo viene creato né distrutto.

**FINO A QUESTO PUNTO NON SAPPIAMO
(E NON CI SERVE)
CONOSCERE LE DIMENSIONI DEGLI ATOMI**

- 1. I composti sono formati dalla combinazione chimica di due o più differenti elementi. L'unità base di un composto è la **molecola**.**
- 2. Le reazioni sono riarrangiamenti di atomi. In una reazione nessun atomo viene creato né distrutto.**

- 1. I composti sono formati dalla combinazione chimica di due o più differenti elementi. L'unità base di un composto è la **molecola**.**
- 2. Le reazioni sono riarrangiamenti di atomi. In una reazione nessun atomo viene creato né distrutto.**

Teoria atomica: XIX-XX secolo



William Crookes
1832-1919

- **1879: Il tubo di Crookes ed i raggi catodici**
 - Si muovono in linea retta dal catodo all'anodo.
 - Sono deviati da campi elettrici o magnetici.

Raggi catodici ed Elettroni

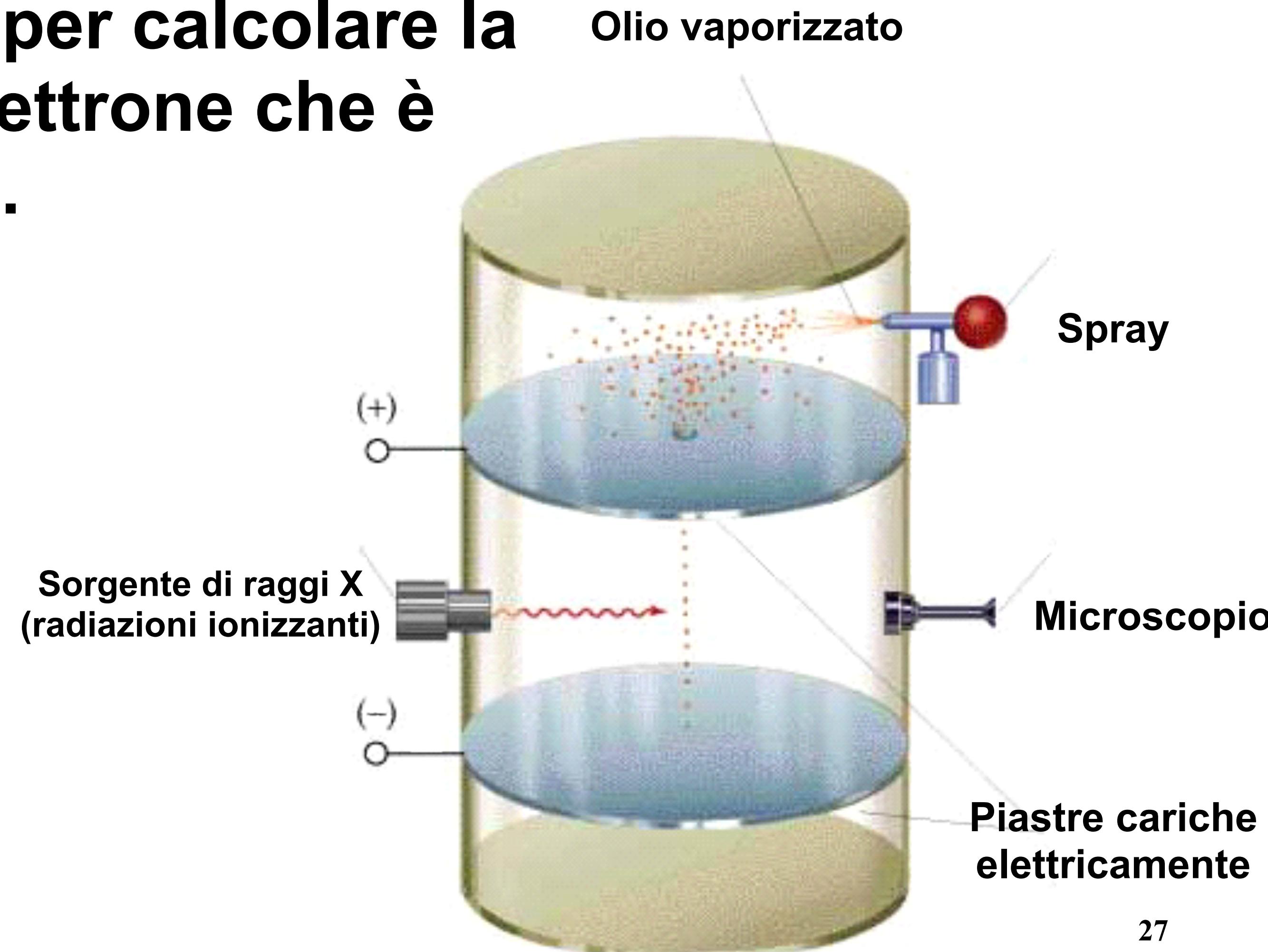
- **1897:** J. J. Thomson scopre che le proprietà dei raggi catodici non dipendono dalla natura del catodo.
- Thomson dimostra che I raggi catodici sono particelle dotate di massa e carica negativa
- I raggi catodici di Thomson sono elettroni.
- Thomson calcola il rapporto carica/ massa dell'elettrone che risulta essere uguale a 1.76×10^8 C/g.

Raggi catodici ed Elettroni

- **1909:** Robert Millikan (University of Chicago) usa gocce d'olio per calcolare la carica dell'elettrone che è 1.60×10^{-19} C.



Robert Millikan
1868-1953



Raggi catodici ed Elettroni

- Conoscendo la carica dell'elettrone ed il rapporto carica/massa, Millikan trova che la massa dell'elettrone è 9.1×10^{-28} g.
- Adesso sappiamo che la massa dell'elettrone è 9.10939×10^{-28} g.

Radioattività

- **1896:** Becquerel scoprì la radioattività quando un composto contenente uranio venne in contatto accidentalmente con una carta fotografica.
- Ulteriori studi indicarono che il minerale di uranio (la pechblenda) dava origine a due tipi differenti di radioattività.



Antoine Henri Becquerel
1852 - 1908

Radioattività



Marie Curie
(1867 - 1934)

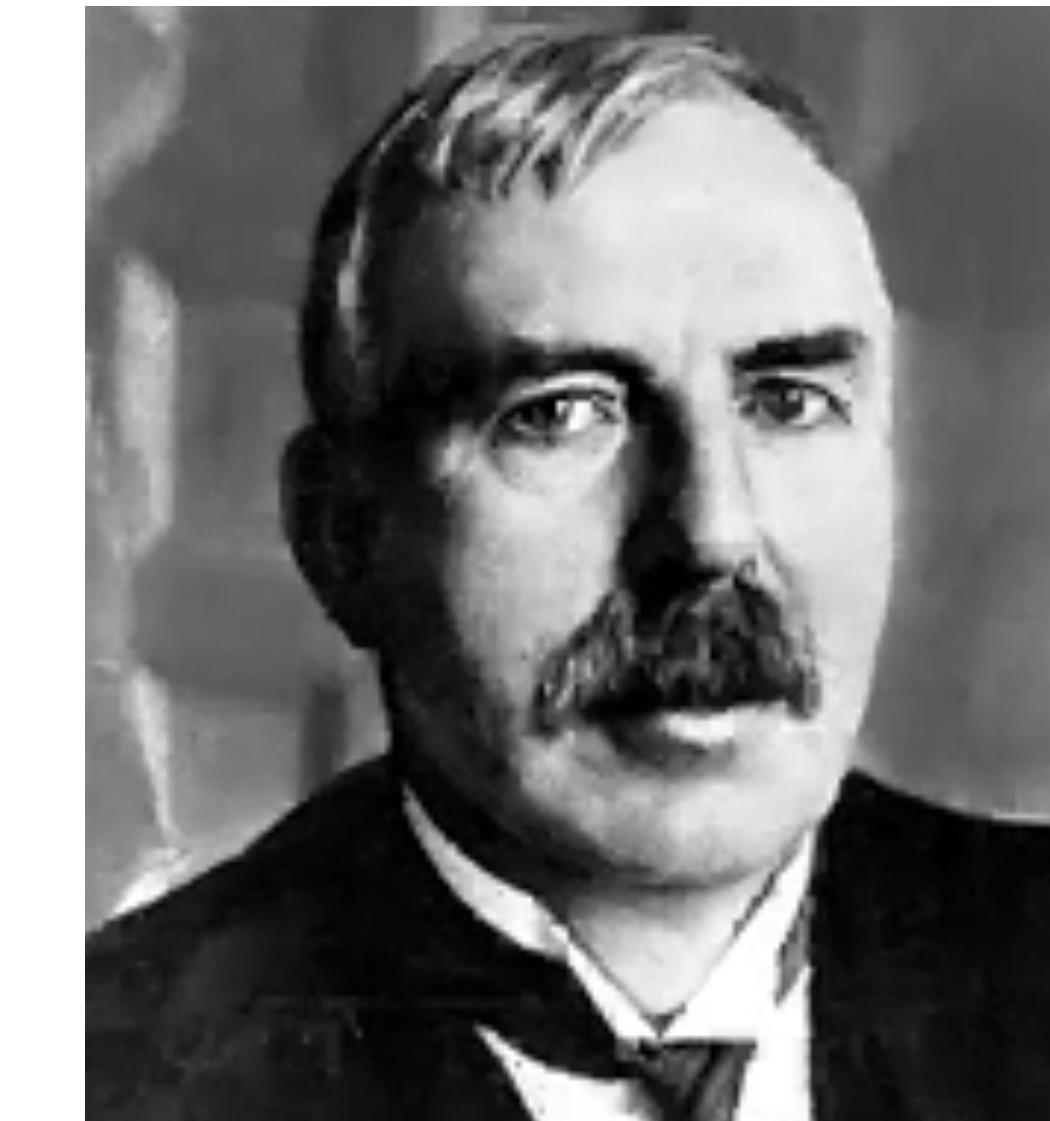
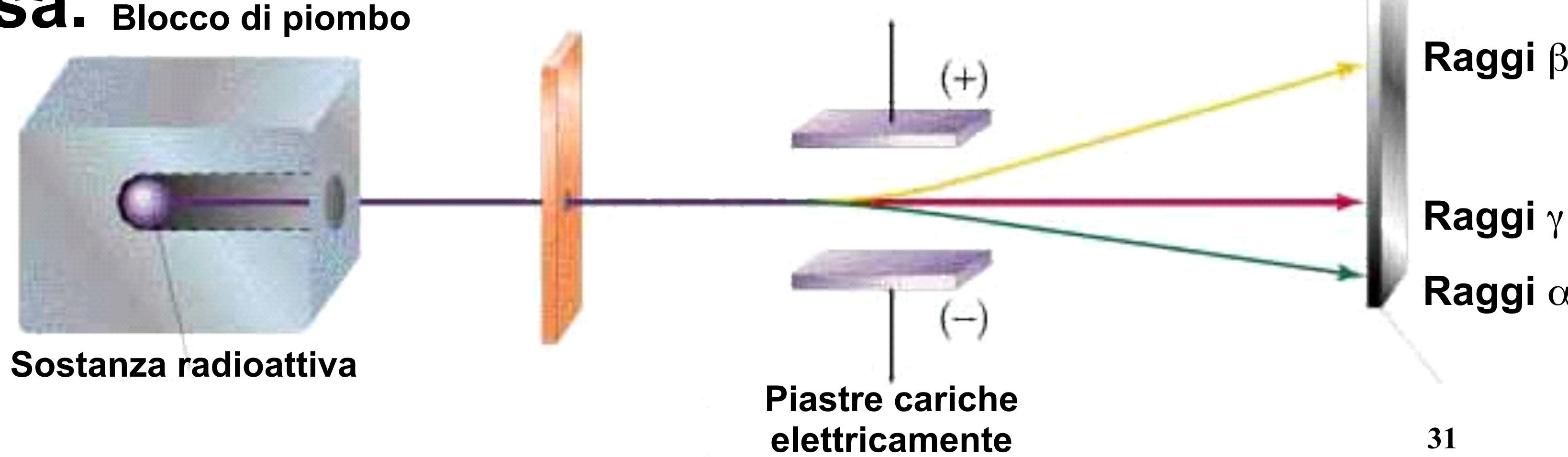
- 1898: Scoprì gli elementi radioattivi **radio** e **polonio**. Coniò il termine "**radioattività**".

A standard periodic table of elements is shown, highlighting several groups and specific elements in green, blue, and pink. A large pink arrow points from the bottom left towards the Lanthanide series (Ce-Lu). Another pink arrow points from the bottom right towards the Actinide series (Ac-Lr). A pink box highlights the element Po (Polonium) in the bottom right quadrant.

IA	IIA								VIIIIB	IB		IIB	IIIA	IVA	VA	VIA	VIIA	VIIIA																																											
1 H	2 He								13 Al	14 Si	15 P	16 S	17 Cl	18 Ar	19 K	20 Ca	21 Sc	22 T	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																													
3 Li	4 Be								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	57 La	58 Hf	59 Ta	60 W	61 Re	62 Os	63 Ir	64 Pt	65 Au	66 Hg	67 Tl	68 Pb	69 Bi	70 Po	71 At	72 Rn																	
5 B	6 C	7 N	8 O	9 F	10 Ne																																																								
11 Na	12 Mg	13 Al	14 Si	15 P	16 S	17 Cl	18 Ar	19 K	20 Ca	21 Sc	22 T	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	57 La	58 Hf	59 Ta	60 W	61 Re	62 Os	63 Ir	64 Pt	65 Au	66 Hg	67 Tl	68 Pb	69 Bi	70 Po	71 At	72 Rn
19 K	20 Ca	21 Sc	22 T	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	57 La	58 Hf	59 Ta	60 W	61 Re	62 Os	63 Ir	64 Pt	65 Au	66 Hg	67 Tl	68 Pb	69 Bi	70 Po	71 At	72 Rn								
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	57 La	58 Hf	59 Ta	60 W	61 Re	62 Os	63 Ir	64 Pt	65 Au	66 Hg	67 Tl	68 Pb	69 Bi	70 Po	71 At	72 Rn																										

Radioattività

- Ernest Rutherford scoprì che esistono tre tipi di radioattività: α , β , e γ .
- le particelle α hanno una carica $2+$ e sono “pesanti”.
- le particelle β hanno una carica $1-$ e sono “leggere”.
- i raggi γ non hanno né carica né massa.

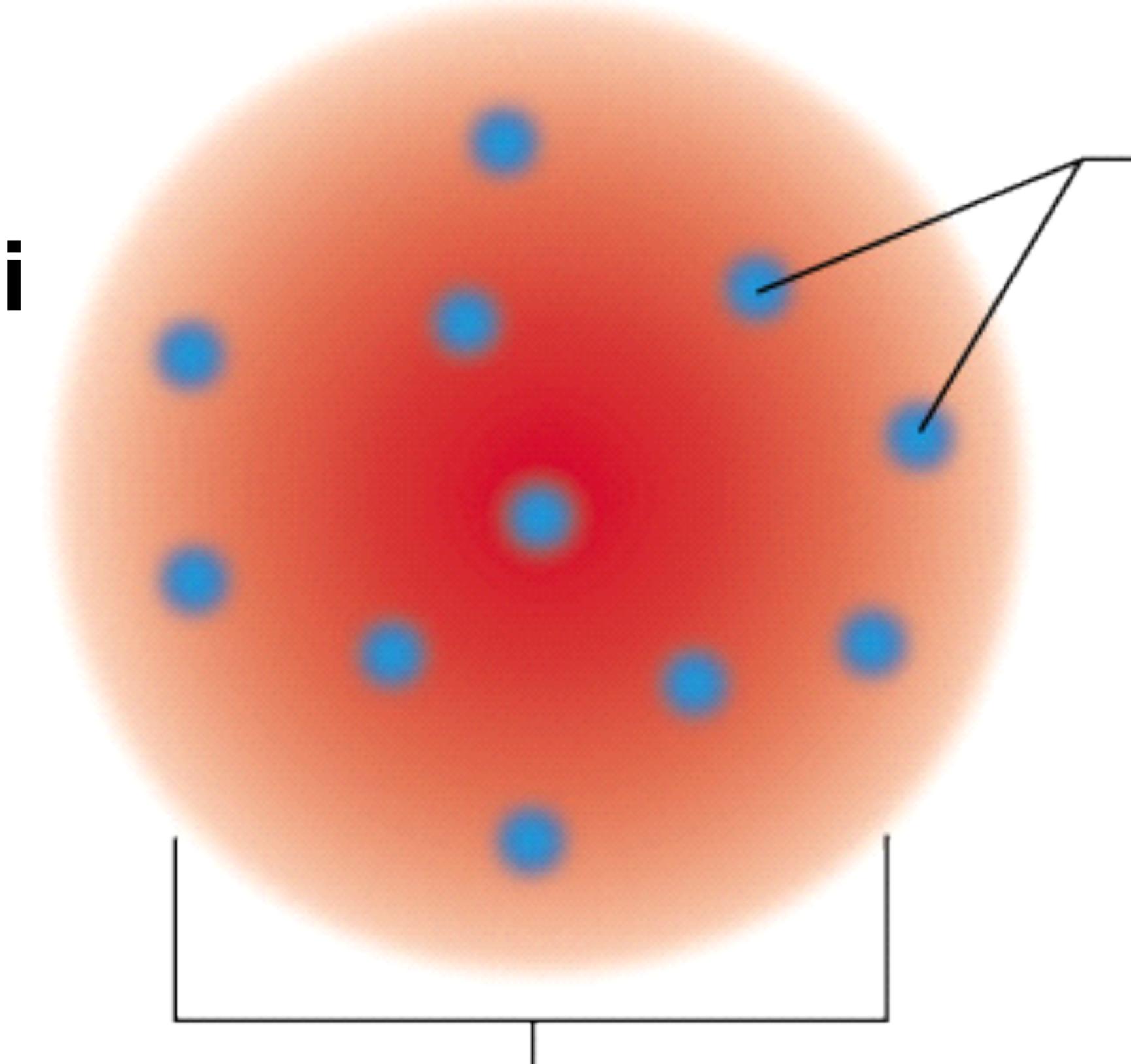


Ernest Rutherford
1871-1937

Il nucleo dell'atomo

- **1897:** Thomson, dallo studio dei raggi anodici, scoprì che essi erano associati ai protoni (H^+). I protoni hanno carica opposta agli elettroni ma sono 1800 volte più pesanti

Modello atomico di Thomson
a “panettone”



Il panettone è positivo

Gli elettroni negativi sono l'uvetta

Il nucleo dell'atomo



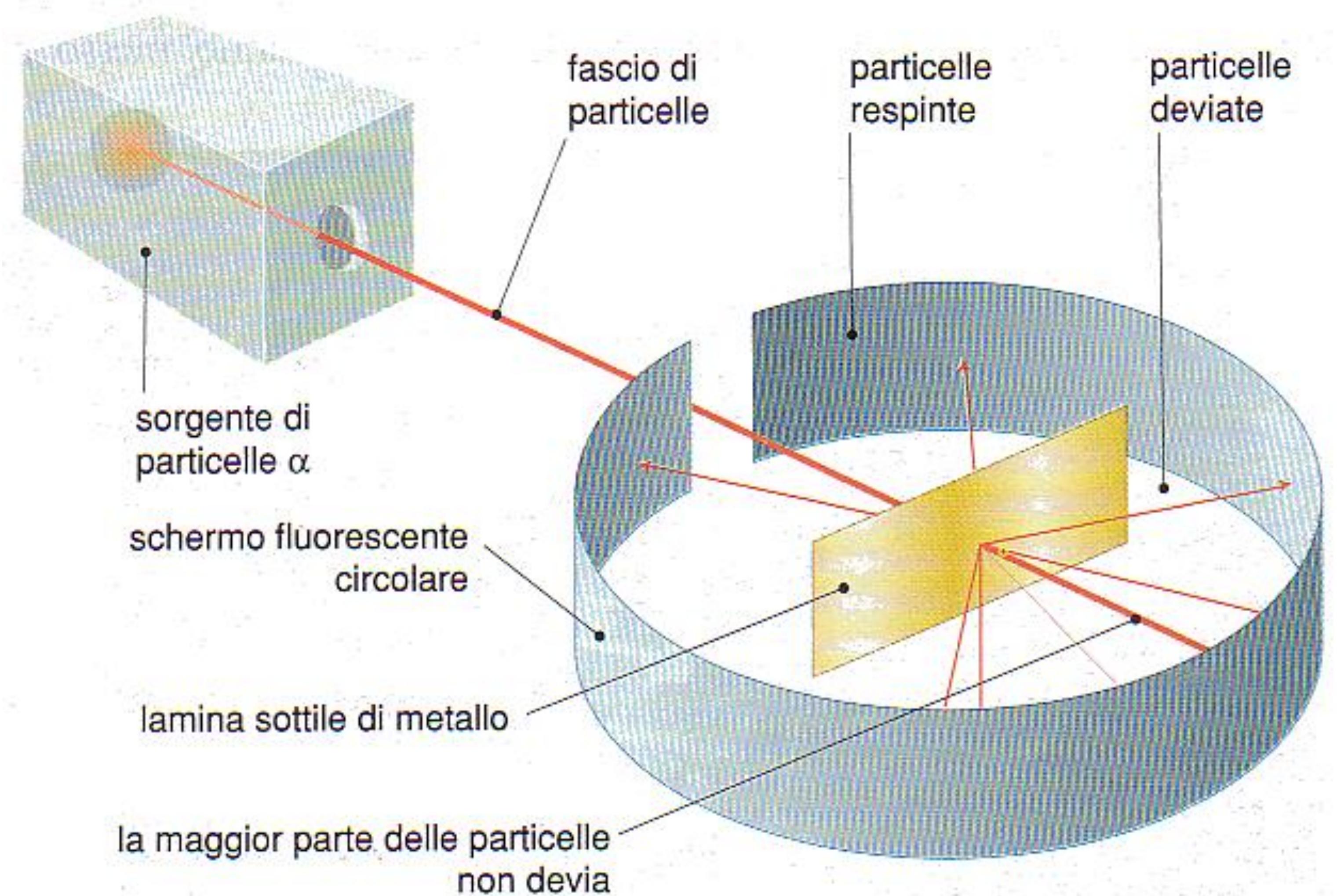
Hans Geiger

Ernest Marsden

Ernest Rutherford

- Nel 1910 **Ernest Rutherford** ideò l'esperimento della foglia d'oro che fu realizzato da due giovani studenti, **Hans Geiger** and **Ernest Marsden**.

Il nucleo dell'atomo

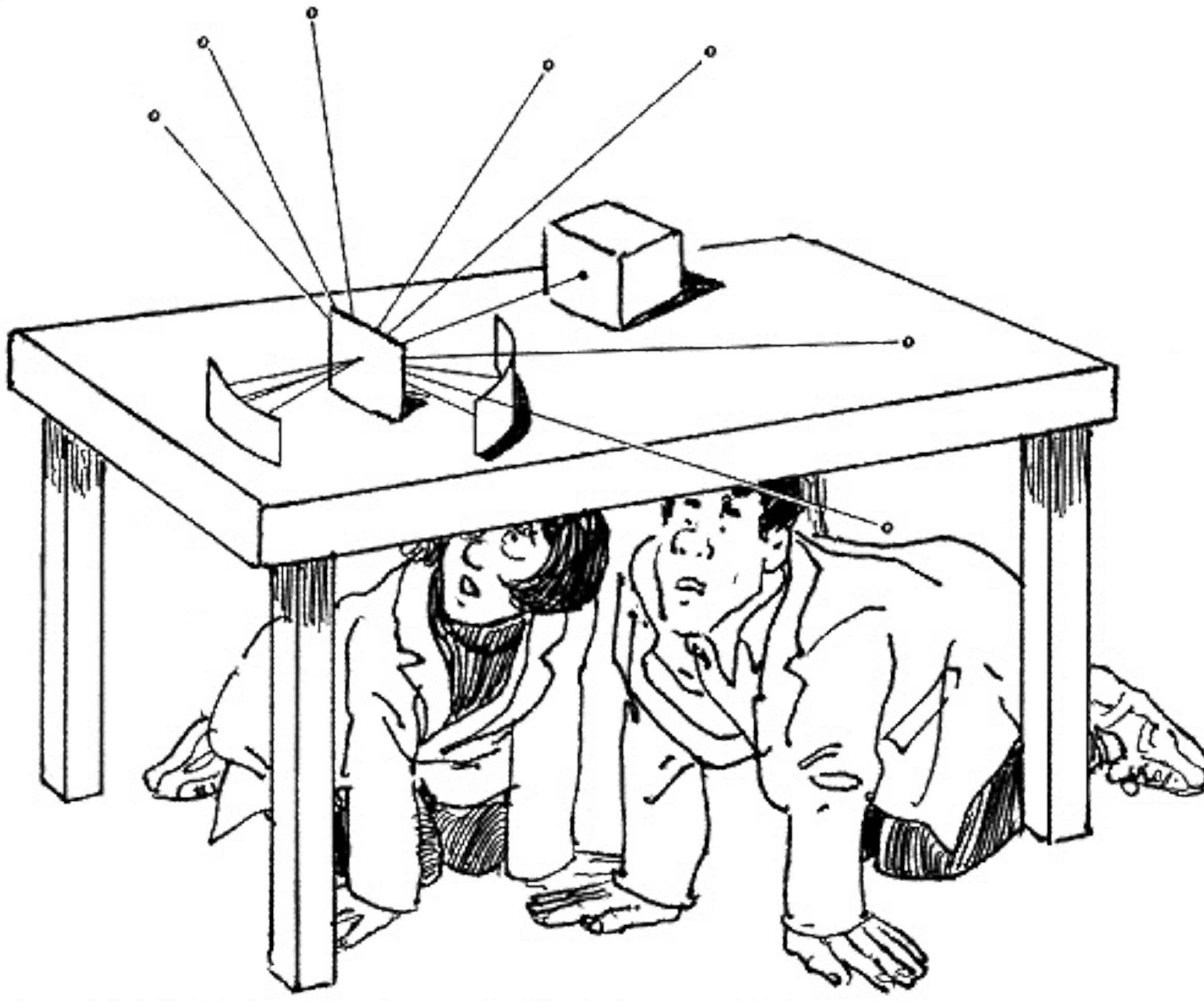


- **1910: L'esperimento della foglia d'oro: circa 1 particella α su ottomila veniva deviata più di 90°**

Il nucleo dell'atomo

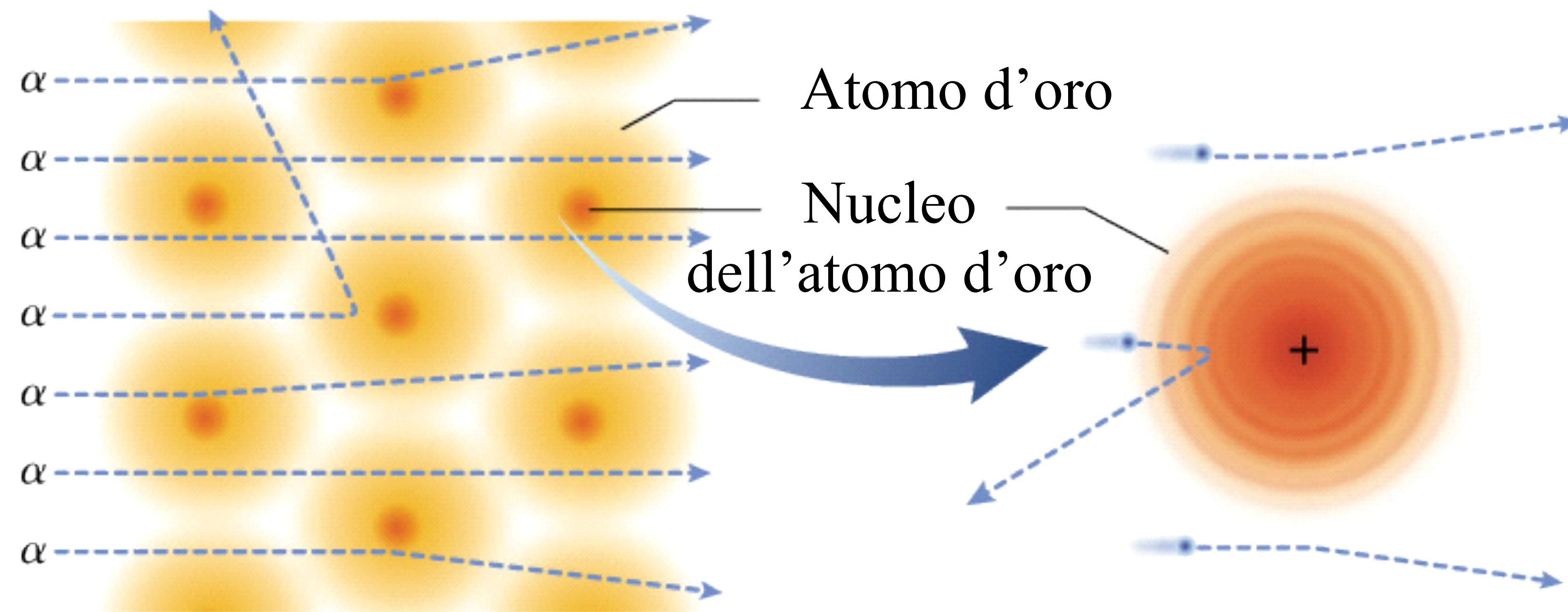
“Era come se un proiettile da 300mm sparato da un cannone contro un foglio di carta rimbalzasse indietro .”

Ernest Rutherford, 1910

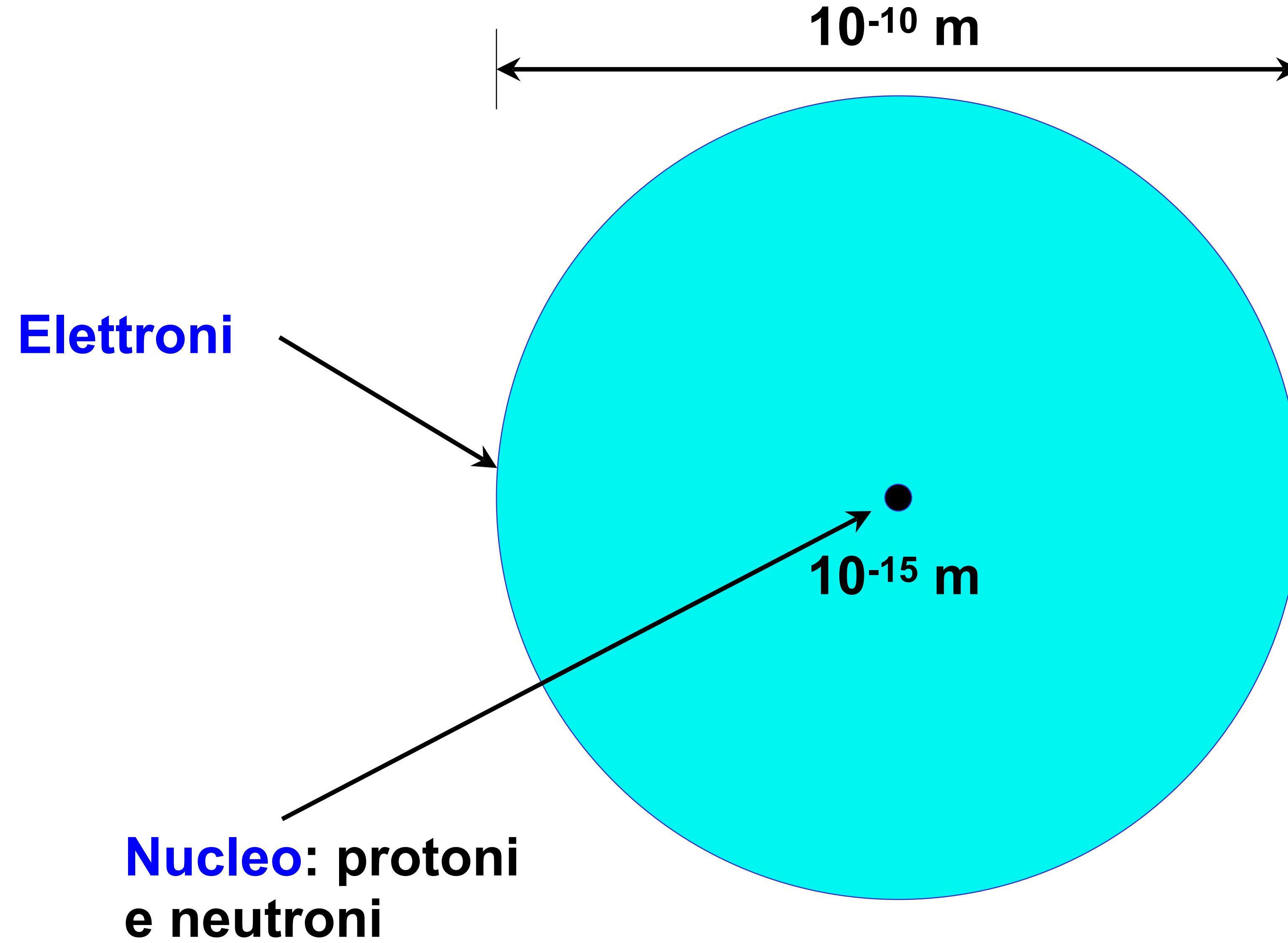


Il nucleo dell'atomo

- Le particelle α venivano deviate da una grande massa caricata positivamente ed avente un piccolissimo volume: era stato scoperto il nucleo atomico.



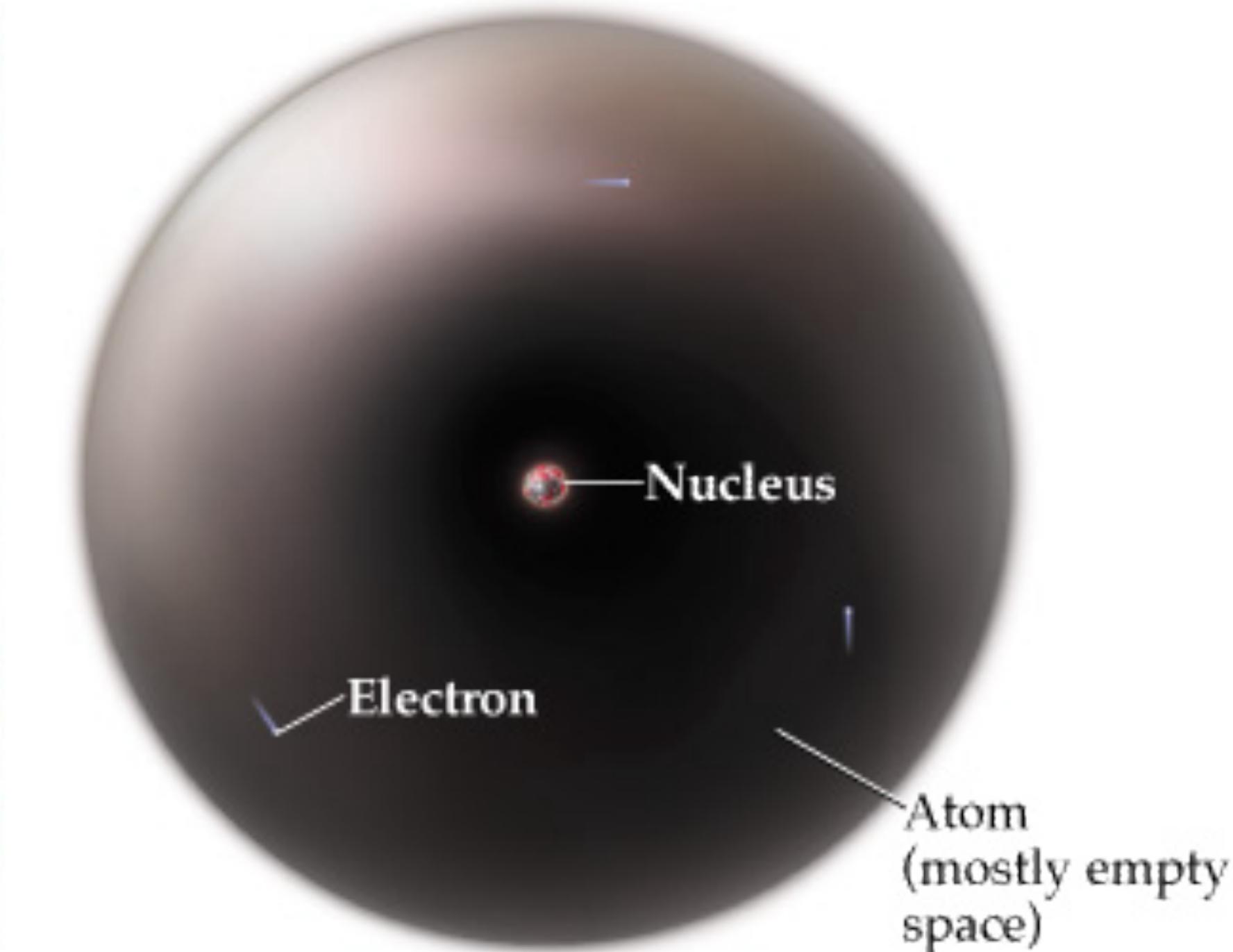
La struttura dell'atomo



La struttura dell'atomo



The Houston Astrodome



Capienza 55.000-67.000 posti a sedere

La struttura dell'atomo

- Gli atomi sono costituiti da un nucleo (**positivo**) ed elettroni (**negativi**).
- I nuclei sono costituiti da protoni (**positivi**) e neutroni (**neutri**).
- Un atomo ha un diametro che ha una misura di circa 10^{-10} m.
- L'unità di misura per le dimensioni atomiche è l'Angstroms (\AA) :

$$1 \text{ \AA} = 1 \times 10^{-10} \text{ m}$$

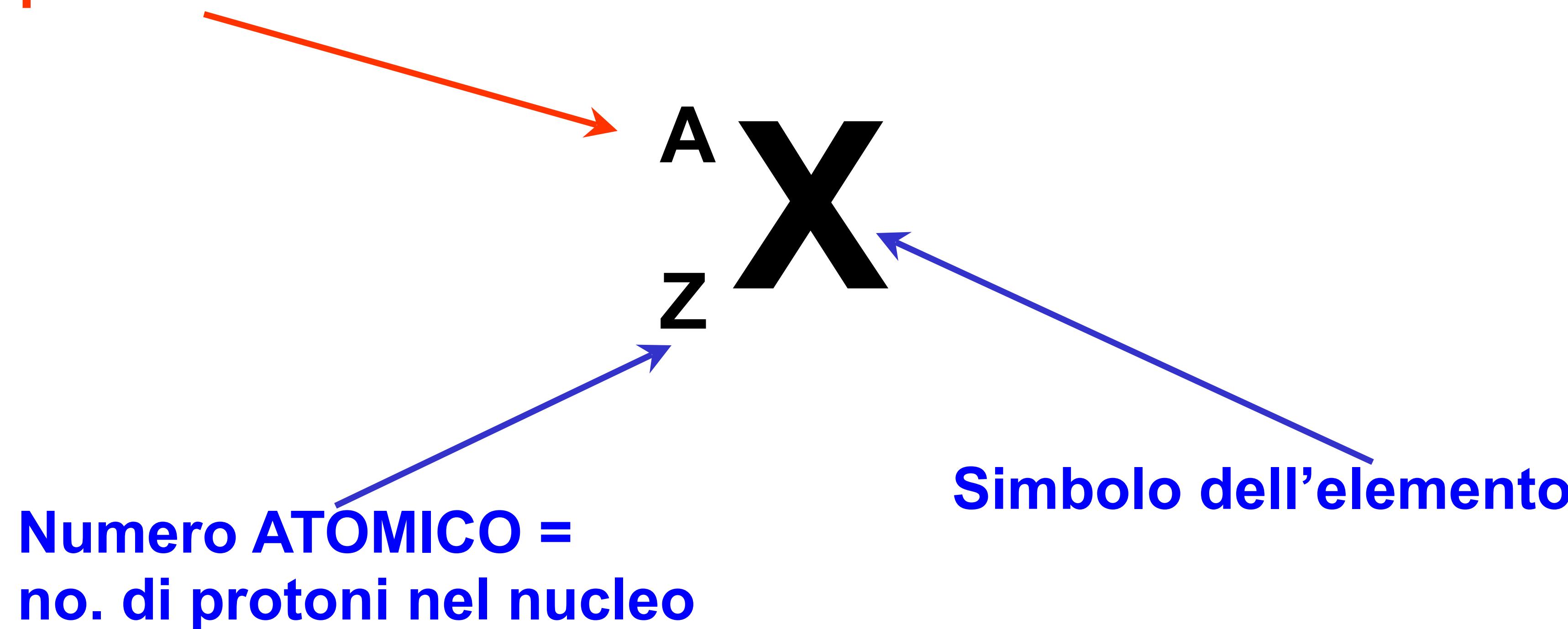
Isotopi

- Le caratteristiche chimiche di un atomo dipendono dal numero di **protoni**.
- Esempio: il carbonio (6 protoni) è chimicamente differente dall'azoto (7 protoni).
- Gli **Isotopi** hanno lo stesso numero di protoni ma un differente numero di neutroni.
- Esempio: il carbonio-12 ed il carbonio-14 sono chimicamente identici, ma il carbonio-14 è radioattivo perché ha più neutroni del carbonio-12.

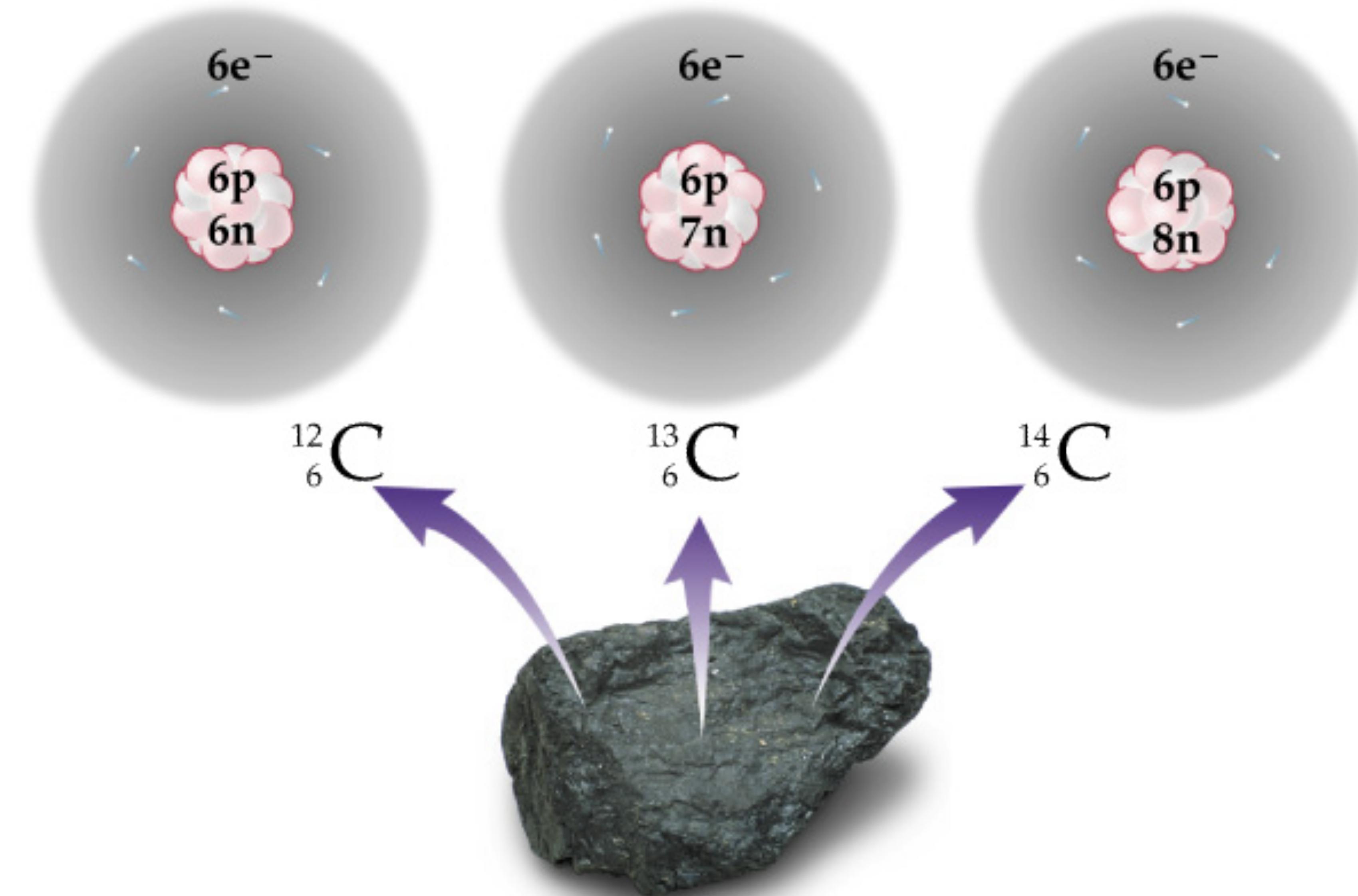
Isotopi

- I simboli atomici degli isotopi sono questi:

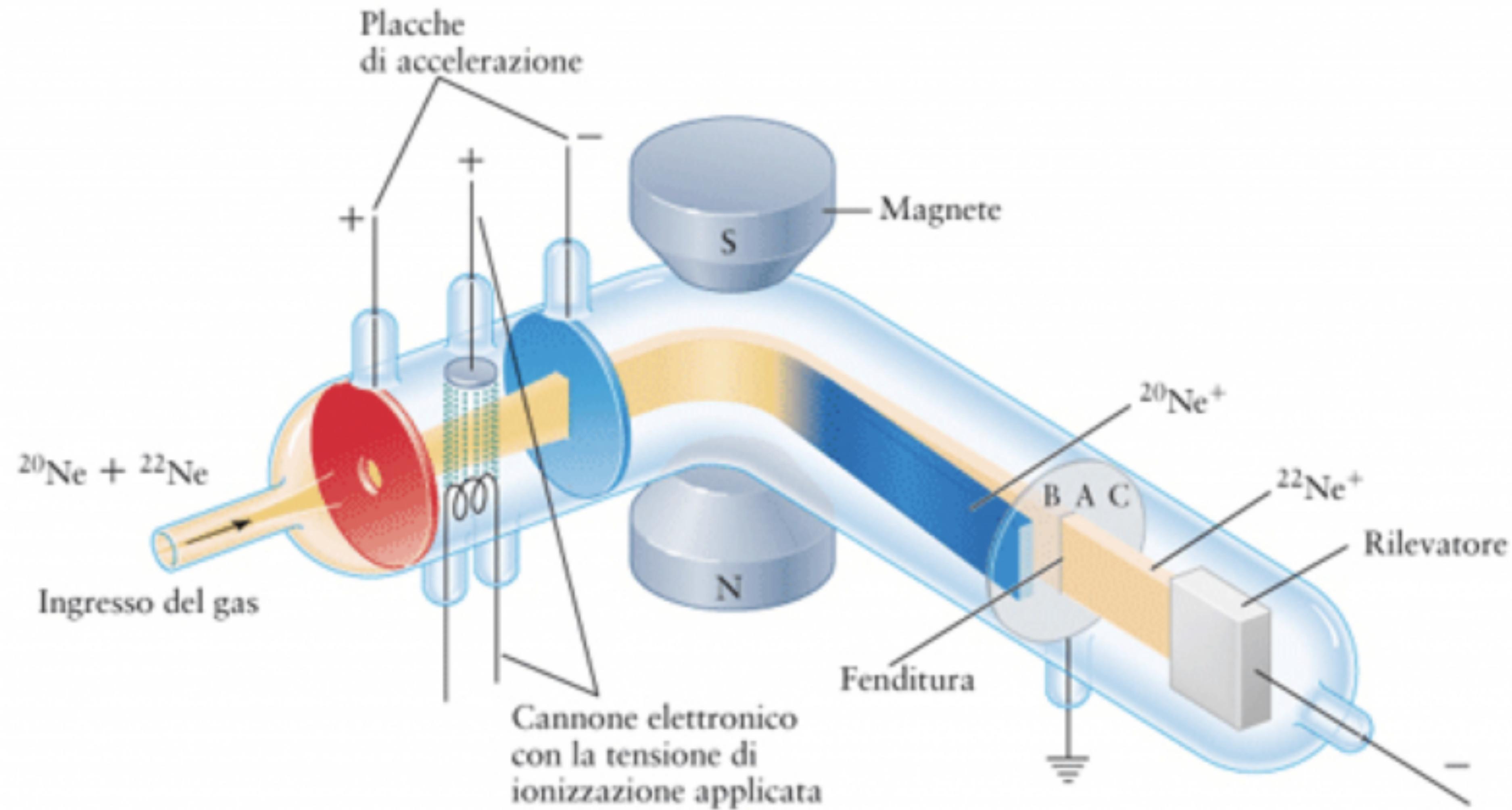
Numero di MASSA =
no. protoni + no. neutroni



Isotopi



Spettrometro di massa



Gli isotopi: ^{78}Br e ^{80}Br hanno abbondanza praticamente identica: 50% e 50%.
Ogni molecola di Br_2 contiene questi isotopi
con una **distribuzione statistica esatta:**

$^{78}\text{Br} - ^{78}\text{Br}$: 1/4 (25%): 156 (M)

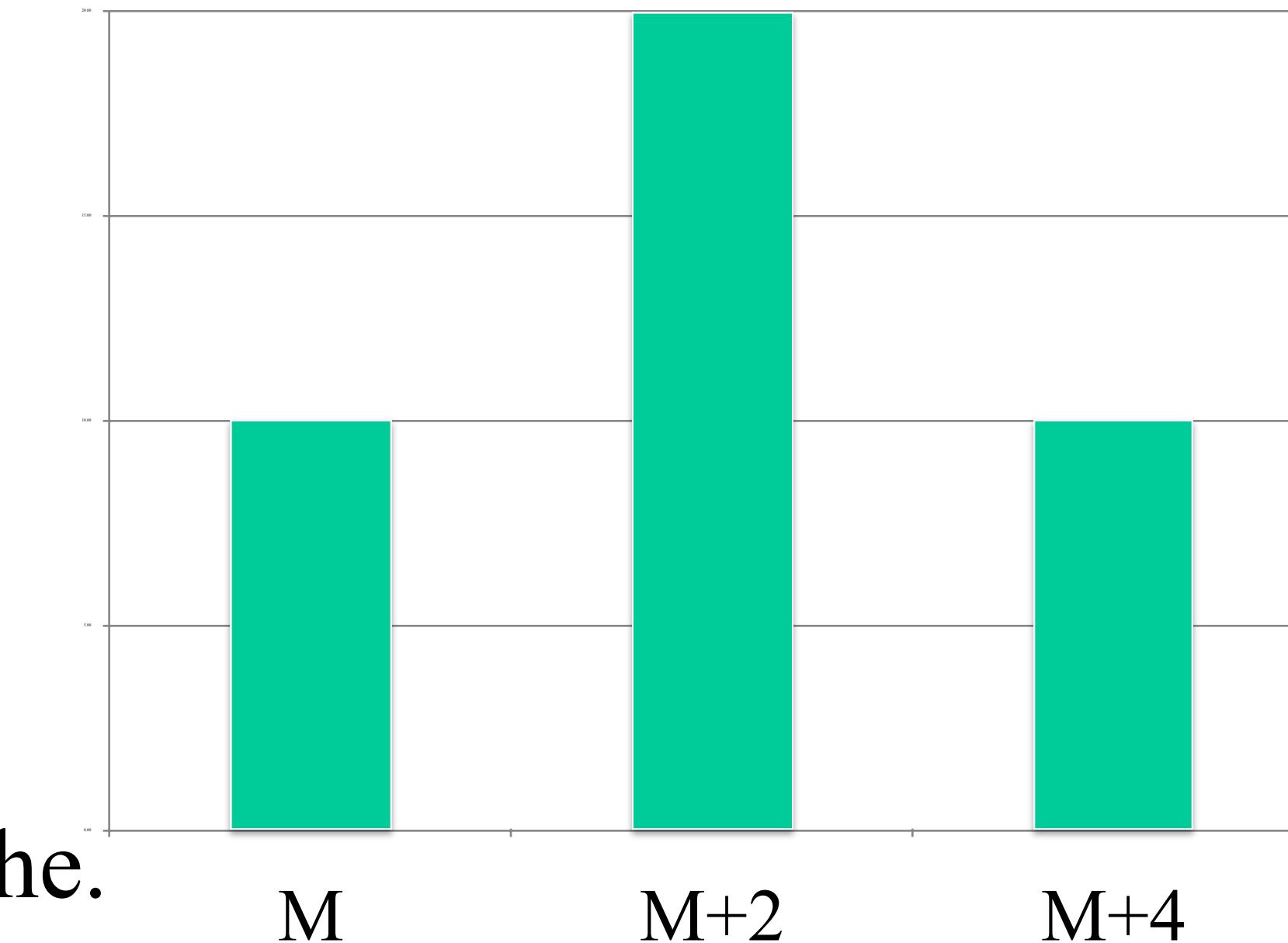
$^{78}\text{Br} - ^{80}\text{Br}$: 2/4 (50%): 158 ($M+2$)

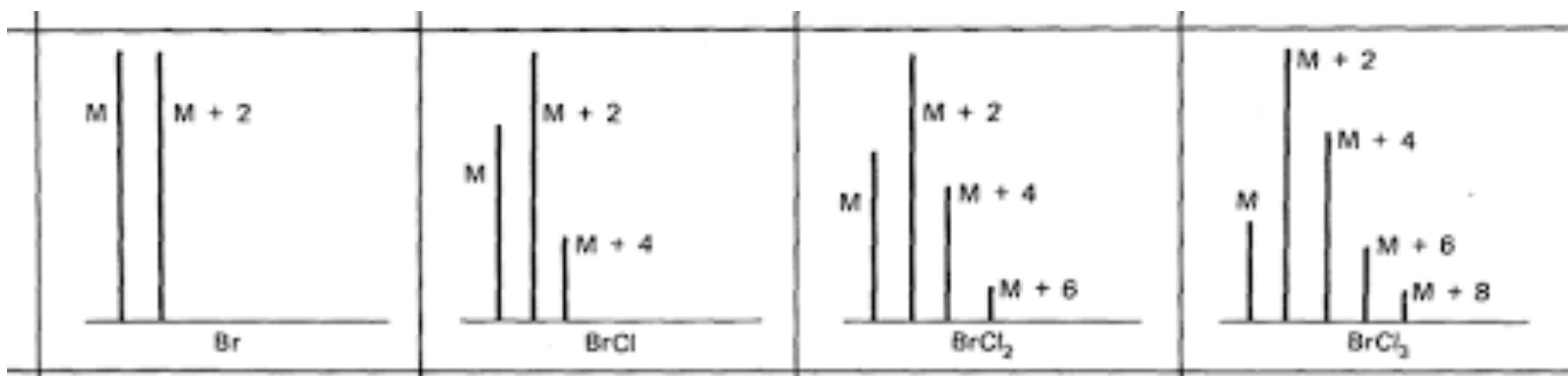
$^{80}\text{Br} - ^{80}\text{Br}$: 1/4 (25%): 160 ($M+4$)

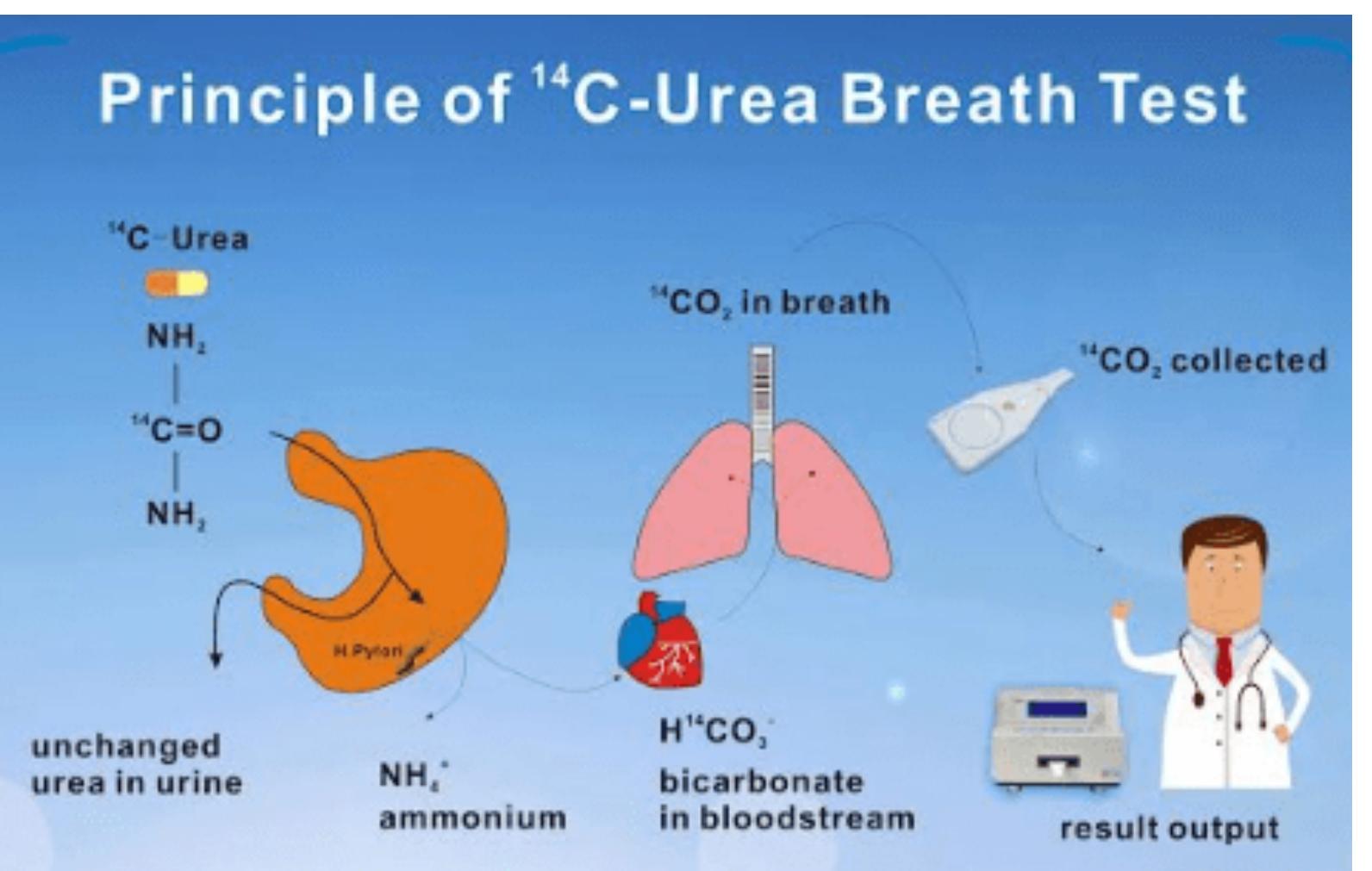
La presenza di un isotopo o di un altro
in una molecola è

TOTALMENTE IRRILEVANTE per le
sue proprietà chimiche.

Ha per questo molte applicazioni pratiche.







Definizione di massa atomica

- 1 unità di massa atomica corrisponde a 1/12 della massa di un atomo di ^{12}C .
- Sulla tavola periodica trovate le masse atomiche.
- Non tutte con lo stesso numero di cifre significative.
- Per esercizi stechiometrici in genere basta una cifra dopo la virgola.
- Per esercizi di analisi elementare meglio usarne 2-3 (specialmente H: 1.008).

Massa assoluta

- Gli spettrometri di massa più precisi misurano la massa atomica e molecolare con 4 cifre dopo la virgola. In questo caso si parla di massa assoluta.
- La massa assoluta permette di distinguere la composizione delle molecole:
 - Es N₂: 28.**0134**. CO: 28.**0101**
 - La massa assoluta ha, oggi, molte applicazioni diagnostiche.

