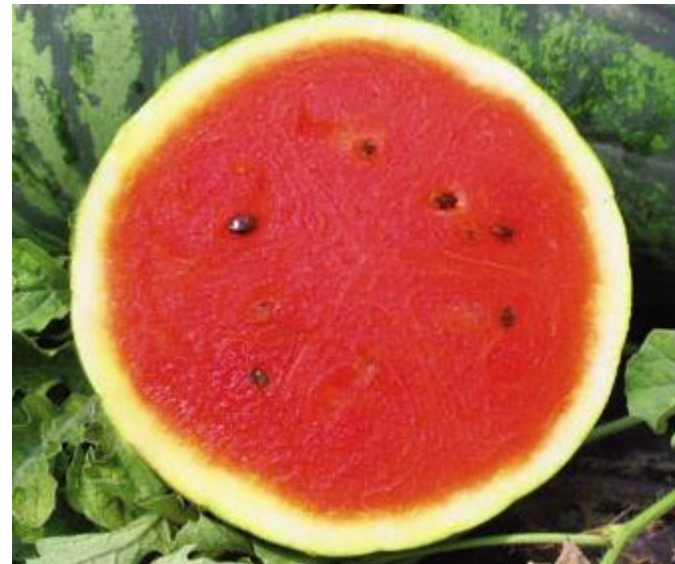
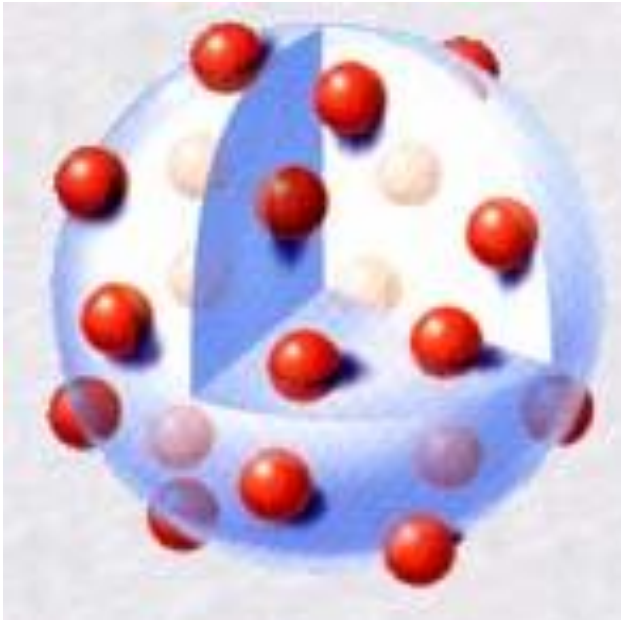


# Componenti dell'Atomo

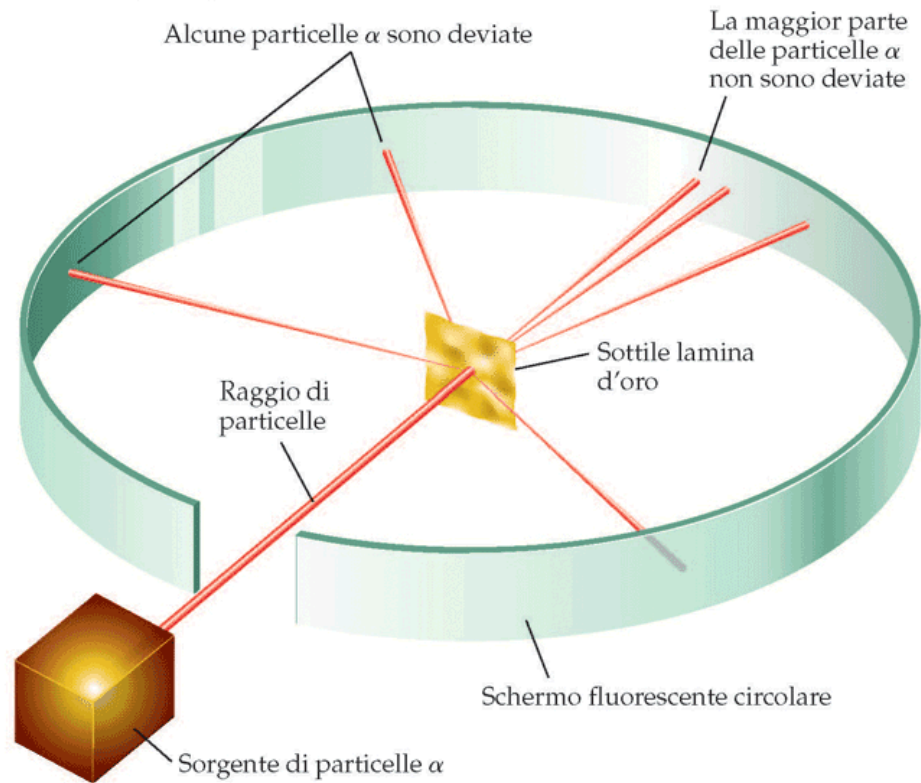
NOME	SIMBOLO	CARICA		MASSA
		(C)	(e)	
Elettrone	$e^-$	$-1.602 \times 10^{-19}$	-1	$9.109 \times 10^{-28} \text{ g}$
Protone	p	$+1.602 \times 10^{-19}$	+1	$1.673 \times 10^{-24} \text{ g}$
Neutrone	n	0	0	$1.675 \times 10^{-24} \text{ g}$

# Modello atomico di Thomson

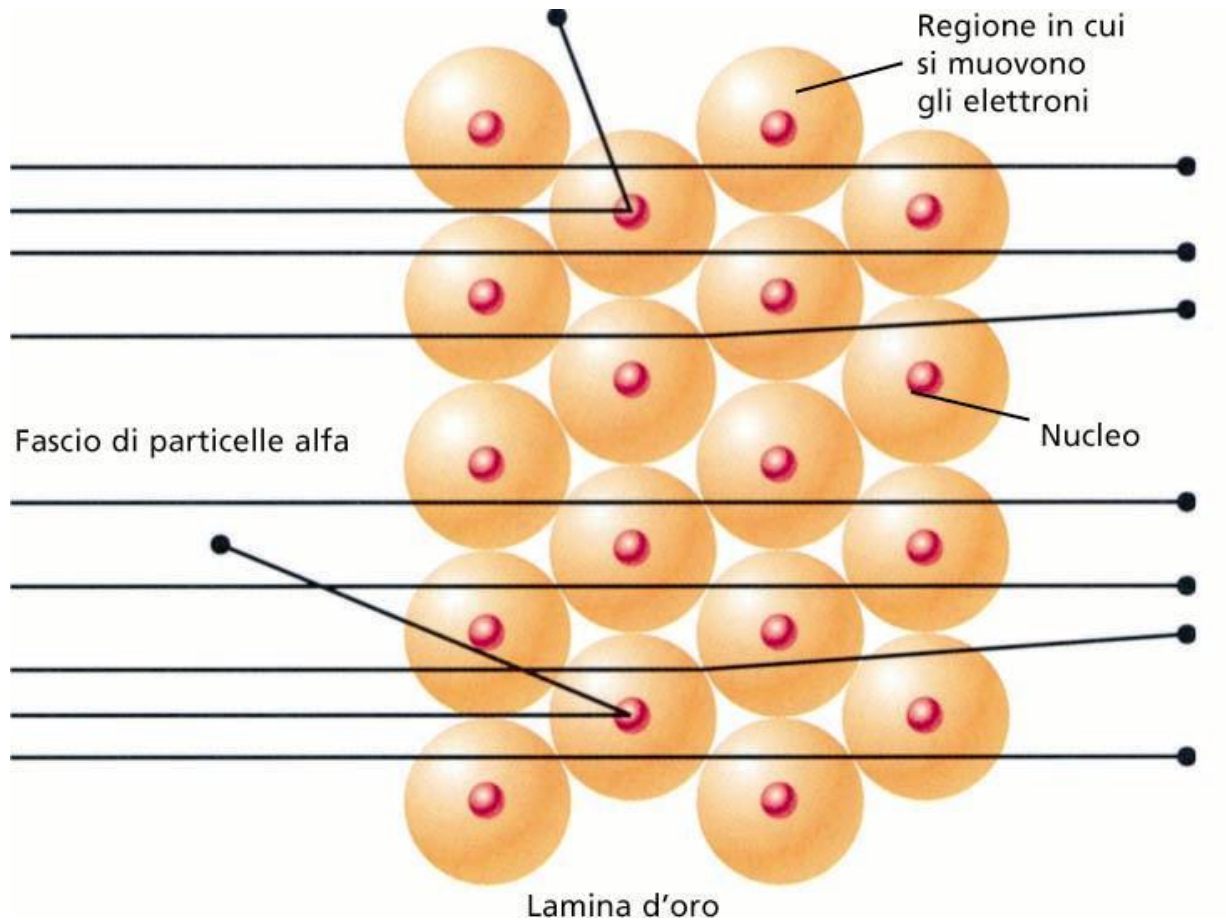
elettroni = particelle con carica negativa



▼ **Figura 2.10** Esperimento di Rutherford sullo scattering delle particelle alfa. Le linee rosse rappresentano le traiettorie delle particelle *alfa*. Quando il raggio entrante colpisce la lamina d'oro, gran parte delle particelle passano attraverso la lamina, ma alcune vengono disperse.



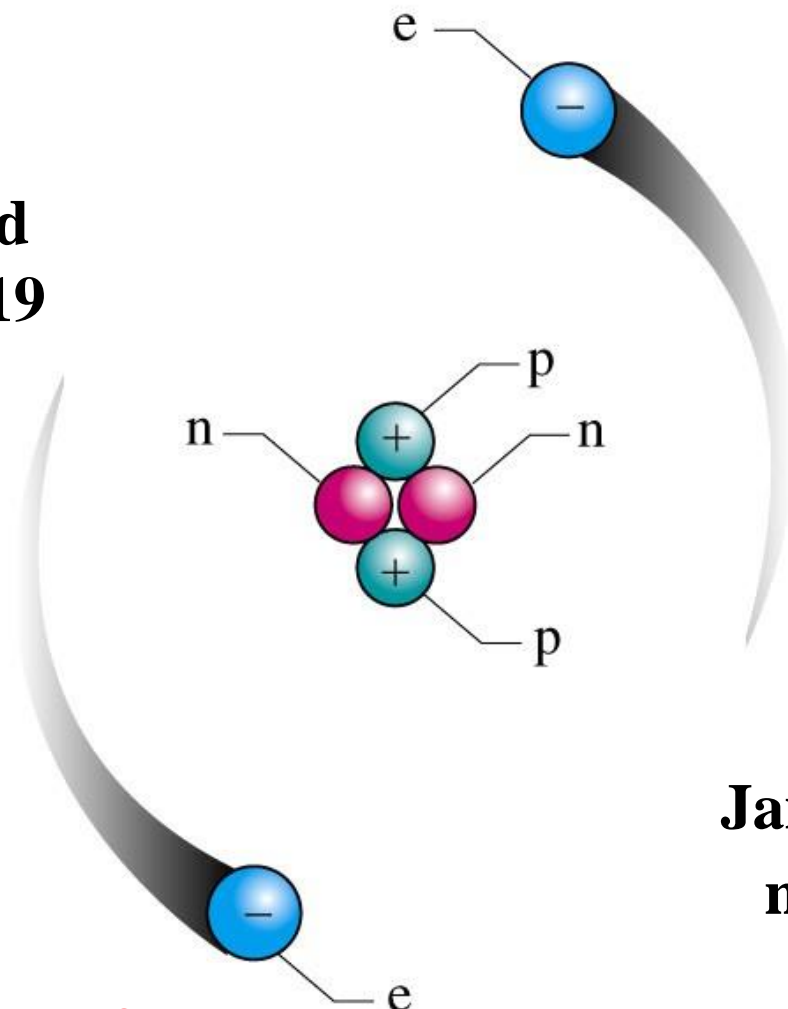
# Modello di atomo nucleare



**La massa è concentrata nel nucleo, il volume è determinato dagli elettroni**

# L'atomo nucleare

Rutherford  
protoni 1919



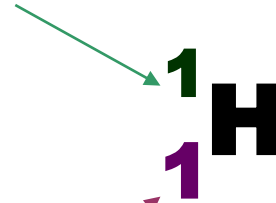
James Chadwick  
neutroni 1932

Diametro Atomico  $10^{-8}$  cm

1 Å

Diametro Nucleare  $10^{-13}$  cm

**Numero di  
massa: somma  
del numero di  
protoni e di  
neutroni**



**Numero atomico**

**= Numero di protoni**

**= Numero di elettroni**

**Il simbolo chimico individua univocamente un  
elemento,**

**cioè il suo numero atomico**

**(numero di protoni e numero di elettroni)**

Si possono contare gli atomi presenti in un campione?



**E' meglio contare o pesare per  
definire una porzione?**

# Quante caramelle ci sono in un sacchetto?



Non si può dire, dipende dalla dimensione del campione e dalla dimensione dell'oggetto.

Quante penne ci sono in una porzione da 100 g?



**100 g = 50 penne**

**1 penna = 2 g**

$$\text{Massa di una penna} = \frac{\text{Massa del campione}}{\text{Numero di oggetti}} = \frac{100 \text{ g}}{50 \text{ penne}}$$

**Stabilita la massa, calcolo il numero**

**Stabilito il numero, calcolo la massa**

# La relazione fra massa e numero è particolarmente utile per gli oggetti infinitesimi



Quanti atomi ci sono in **3.80** g di **fluoro**?

Massa di 1 atomo (F) =  $3.154 \times 10^{-23}$  grammi

$$3.80 \text{ g (F)} = \frac{3.80 \text{ g}}{3.154 \times 10^{-23} \text{ g/atomo}} = 1.20 \times 10^{23} \text{ atomi}$$

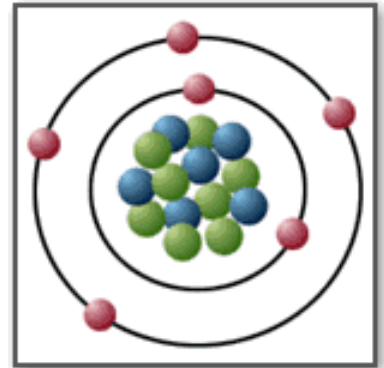
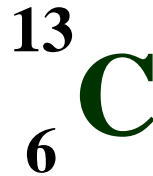
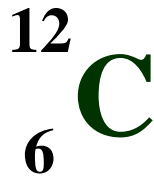
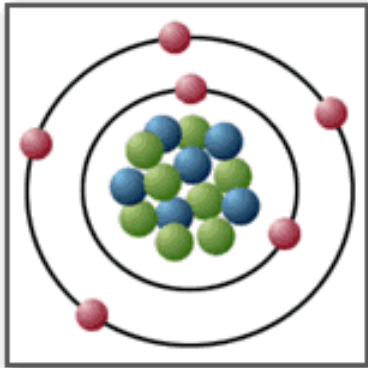
# PROBLEMA



Gli atomi di uno stesso elemento  
possono avere massa diversa

# Isotopi

Una stessa specie atomica ha, di norma, diversi isotopi: si parla di miscela isotopica naturale.



Gli isotopi sono presenti in natura con una diversa abbondanza

# Isotopi

**atomi con lo stesso numero atomico  
ma diversa massa atomica**

ovvero

**Atomi con lo stesso numero di protoni  
(e di elettroni) ma diverso numero di  
neutroni**

**Occupano la stessa posizione nella tavola  
periodica**

# L'idrogeno naturale è una miscela di tre isotopi

**Numero di massa:**  
somma del numero  
di protoni e di  
neutroni

**Numero atomico**



**Protio o Prozio**



**Deuterio**



**Trizio**

# Consideriamo una miscela di penne



10 penne

1.0 g /penna

Massa = 10 g



10 penne

1.5 g /penna

Massa = 15 g



5 penne

2.0 g /penna

Massa = 10 g

$$\text{Massa di una penna} = \frac{\text{Massa del campione}}{\text{Numero di oggetti}} = \frac{35 \text{ g}}{25 \text{ penne}}$$

Massa di una penna = **1.4 g**      *Massa virtuale*

# Consideriamo una miscela di penne



15 penne

1.0 g /penna

Massa = 15 g



20 penne

1.5 g /penna

Massa = 30 g



20 penne

2.0 g /penna

Massa = 40 g

$$\text{Massa di una penna} = \frac{\text{Massa del campione}}{\text{Numero di oggetti}} = \frac{85 \text{ g}}{55 \text{ penne}}$$

Massa di una penna = **1.5 g**      *Massa virtuale*

# Ragioniamo con gli atomi

**Abbondanza isotopica di A:** percentuale dell'isotopo A nel campione naturale

**u.m.a:** 1/12 della massa dell'isotopo 12 del carbonio

$$1.6605 \times 10^{-24} \text{ g}$$

**Peso atomico ( o massa atomica):**  
massa media degli atomi in un  
campione naturale

**valore virtuale**

**Il carbonio naturale ha la seguente  
composizione isotopica:**

**98.892 % di  $^{12}\text{C}$       12 uma**

**1.108 % di  $^{13}\text{C}$       13.0034 uma**

**Calcolare la massa atomica del carbonio.**

**Consideriamo un campione di 100.000 atomi**

**La loro massa sarà:**

$$98\,892 \times 12 + 1\,108 \times 13.0034 = 1\,201\,100 \text{ uma}$$

**Massa media di un atomo: 12.011 uma**

**u.m.a: 1/12 della massa dell'isotopo 12 del carbonio**

$$1.6605 \times 10^{-24} \text{ g}$$

**Massa atomica: massa media degli atomi in un campione naturale**

**valore virtuale**

**Mole: numero di atomi contenuto in 12 g di  $^{12}\text{C}$**

$$\begin{aligned} N &= \frac{\text{massa del campione}}{\text{massa di un atomo}} \\ &= \frac{12 \text{ g}}{12 \text{ g} \times 1.660 \times 10^{-24} \text{ g/atomo}} \\ &= 6.0223 \times 10^{23} \text{ atomi} \end{aligned}$$

**Numero di Avogadro**

**Se A una è la massa atomica di un elemento generico, A g di quell'elemento contengono una mole di atomi.**

$$\text{N}^\circ \text{ di atomi} = \frac{\text{massa (g)}}{\text{massa di un atomo (g)}}$$

$$\begin{aligned} \text{N}^\circ \text{ di atomi} &= \frac{A \text{ (g)}}{A \times 1.6605 \times 10^{-24} \text{ g}} = \\ &= 6.0223 \times 10^{23} \end{aligned}$$

**Massa molare di un elemento**

**massa di una mole di atomi dell'elemento stesso**

**massa atomica espressa in g**

Una mole di ciascuna sostanza contiene una quantità in grammi di quella sostanza pari alla sua massa molecolare

Mercurio    Acqua  
200.6 g    18.02 g



Rame  
63.55 g

Cloruro di sodio  
58.44 g

Carbonio  
12.011 g