

# materia

Definizione  
macroscopica

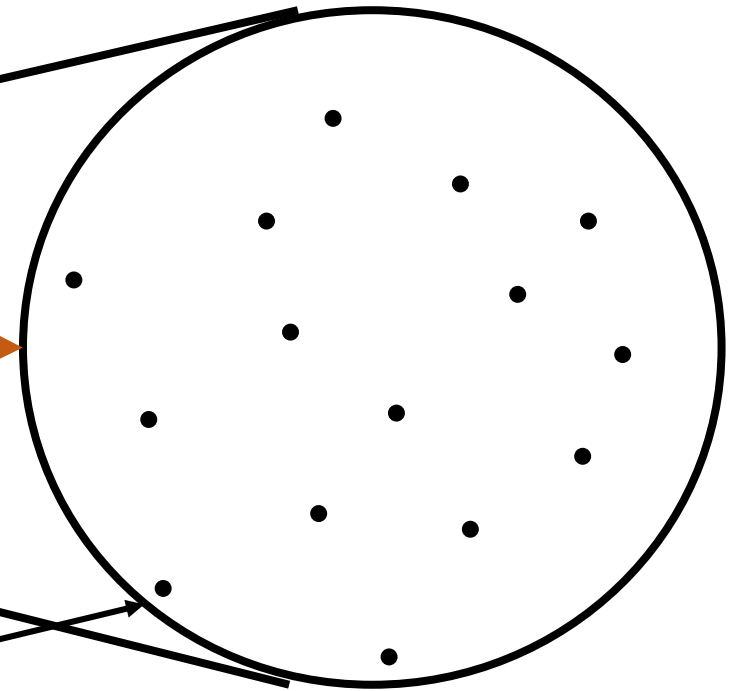
Definizione  
microscopica

Possiede massa  
e occupa spazio

Formata da atomi



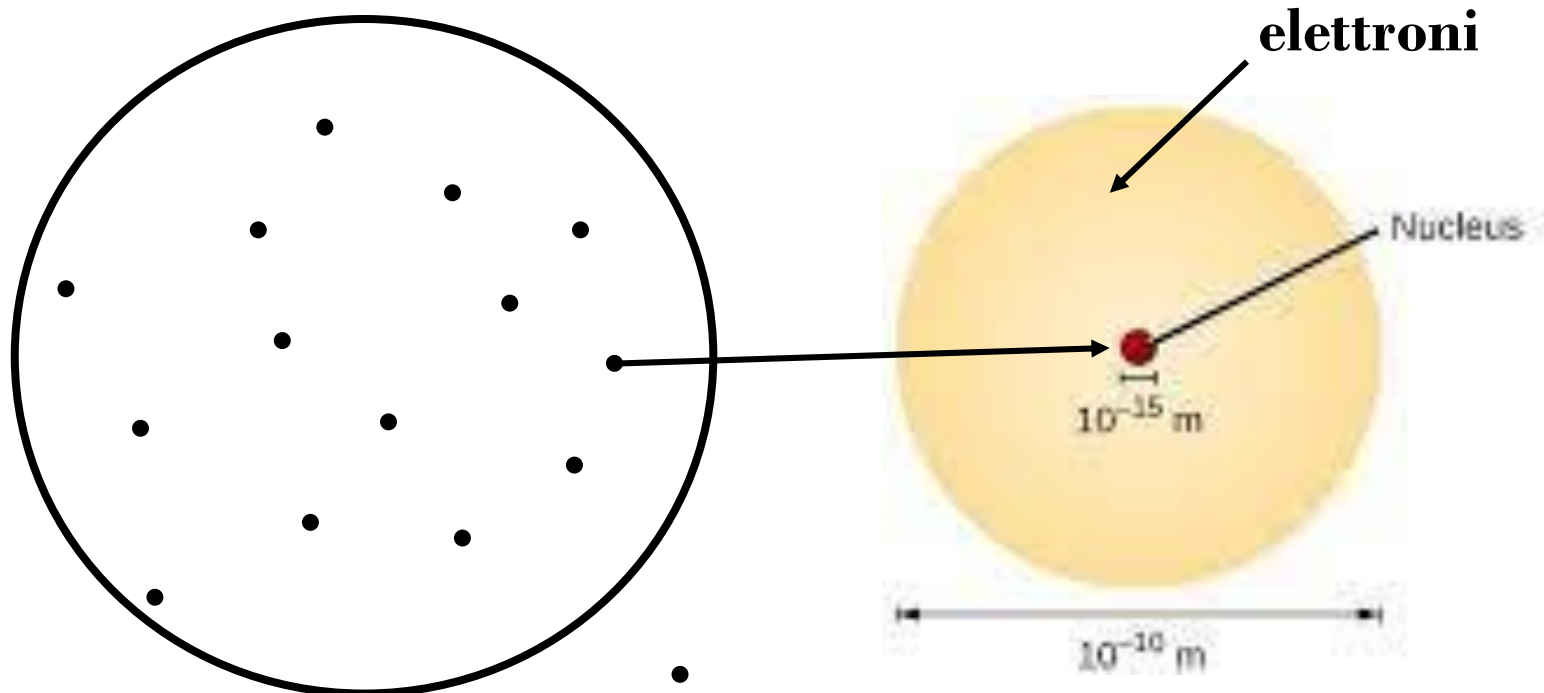
Ingrandimento  $\times 10^9$



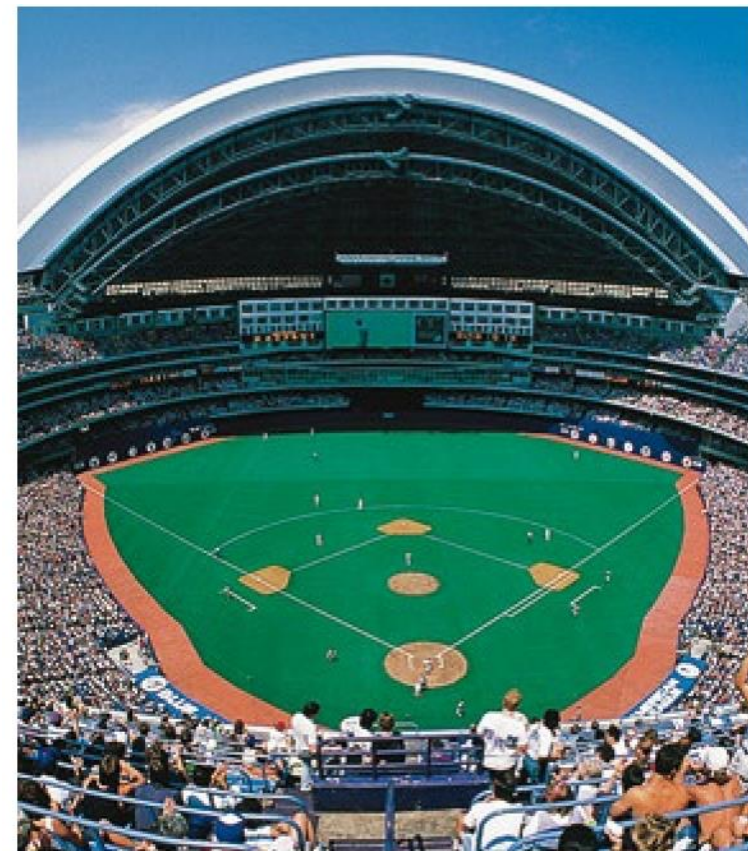
I puntini sono gli atomi?

# Dimensioni dell'atomo

L'atomo è formato da un nucleo dove è concentrate quasi tutta la massa e dagli elettroni che girano attorno al nucleo



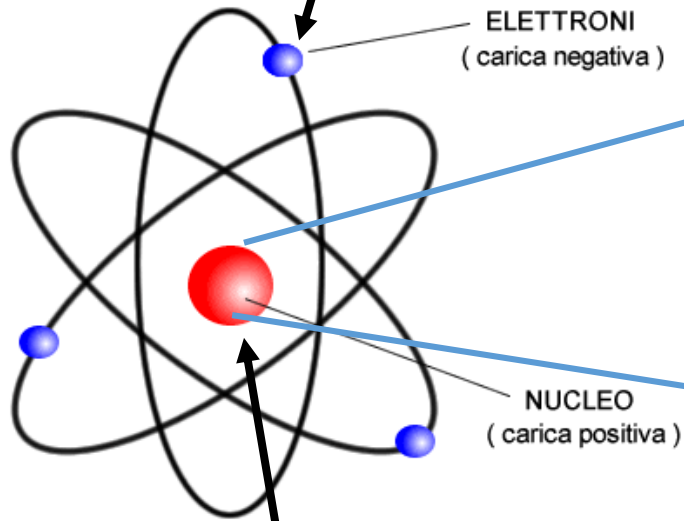
	Massa (kg)
nucleo	$\approx 10^{-27}$
elettrone	$\approx 10^{-30}$



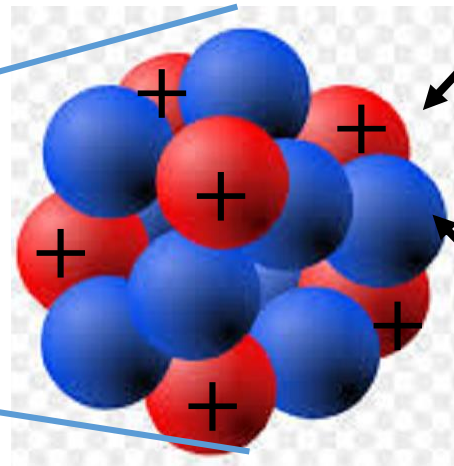
**Figura B.4** Immaginate una mosca al centro dello stadio: sarebbe la dimensione relativa del nucleo atomico se l'atomo stesso fosse ingrandito fino ad acquistare le dimensioni dell'intero stadio. (Walter Schmid/The Image Bank/Getty Images.)

# Elemento: è necessario conoscere la costituzione dell'atomo

Thomson, 1897: Si scopre l'elettrone.



Rutherford, 1913: si scopre il protone



Rutherford, 1911: si scopre il nucleo.  
Modello nucleare dell'atomo

NEUTRONE: Teorizzato nel 1920  
da Rutherford, scoperto nel 1932  
da Chadwick

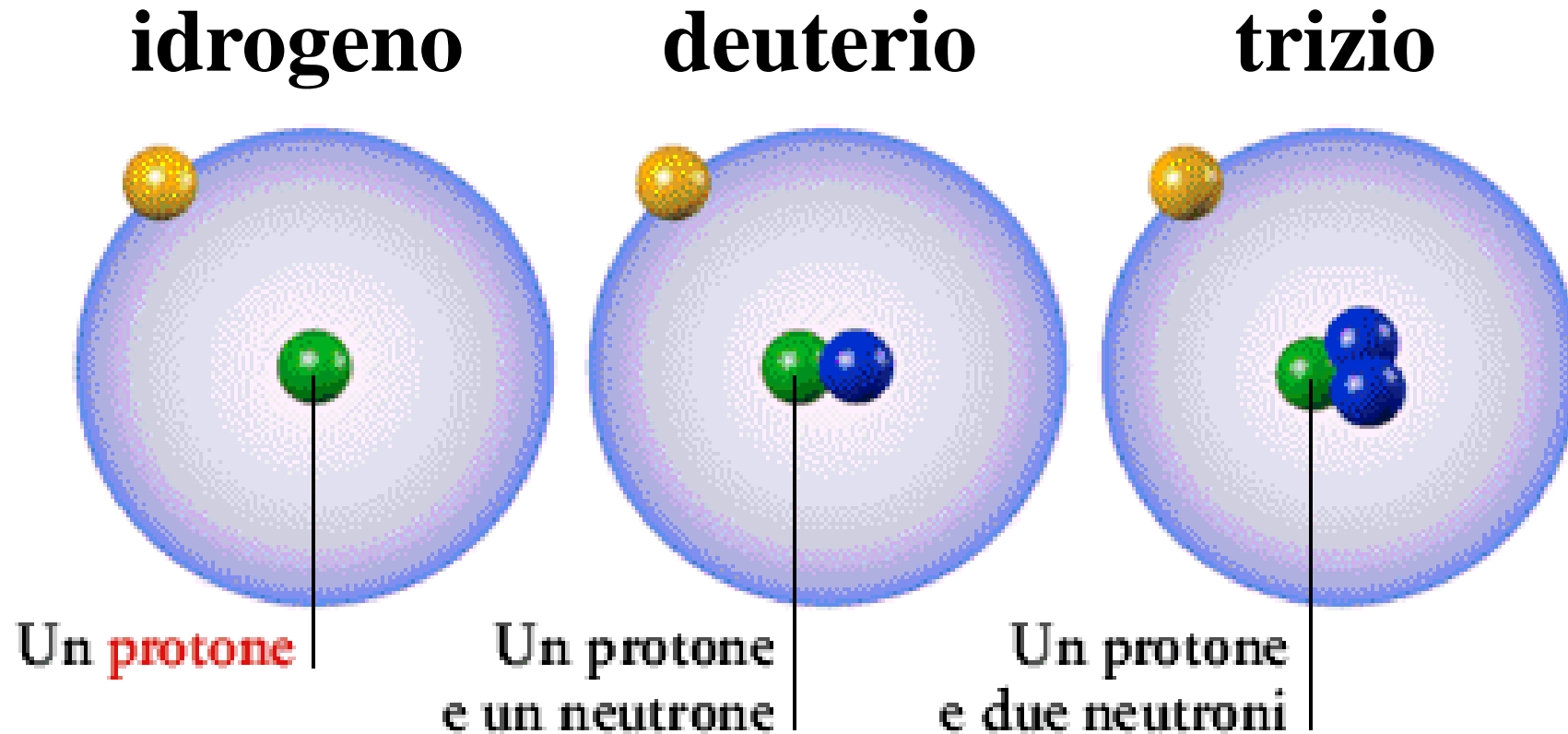
# Masse e cariche delle particelle dell'atomo

	Carica elettrica		Massa
	SI (C)	Atomica	SI (g)
Protone	$+1.6022 \times 10^{-19}$	+1	$1.6726 \times 10^{-24}$
Neutrone	0	0	$1.6749 \times 10^{-24}$
Elettrone	$-1.6022 \times 10^{-19}$	-1	$9.1094 \times 10^{-28}$



Se il protone avesse la massa di una palla da baseball, un elettrone avrebbe la massa di un chicco di riso.

# Gli isotopi: atomi con uguale numero di protoni e diverso numero di neutroni



# Definizione moderna di elemento

L'idea più antica e autorevole che riguarda la spiegazione di tutto ciò che ci circonda in termini di elementi costituenti risale ad Aristotele e i suoi quattro elementi, terra acqua aria fuoco. Quel concetto oggi ha solo un significato filosofico speculativo, e non ha niente a che vedere con l'idea moderna di elemento chimico.

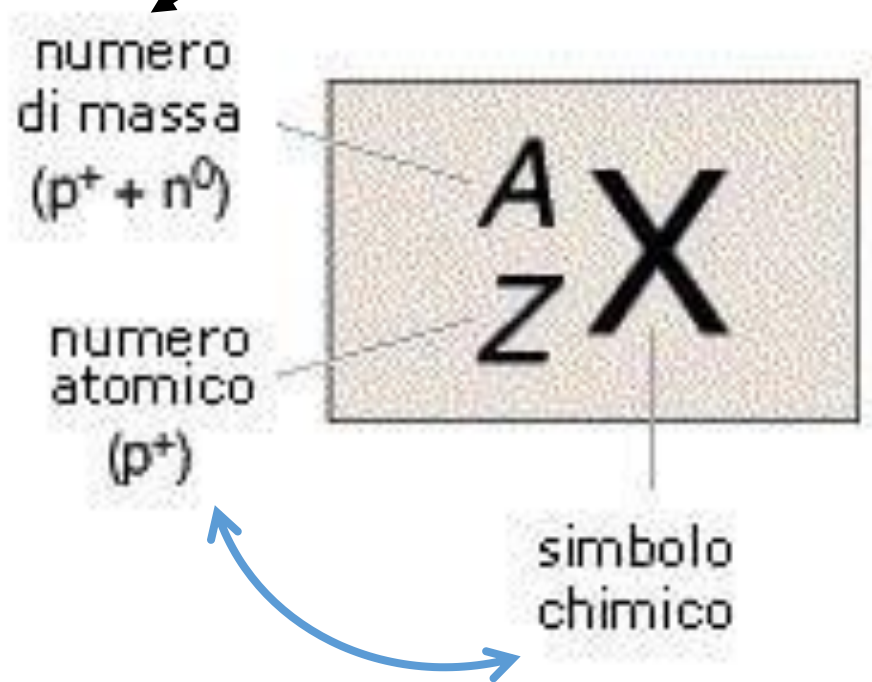
Idrogeno deuterio e trizio sono indistinguibili dal punto di vista chimico!!!

Tutti gli atomi con uguale numero di protoni, ma diverso numero di neutroni si comportano chimicamente alla stessa maniera

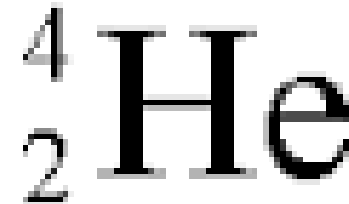
Tutti gli atomi con uguale numero di protoni appartengono al medesimo elemento o, in altre parole, il numero di protoni di un atomo definisce l'elemento di appartenenza

# Battezziamo gli elementi

**Informazione chimicamente inutile. Si indica solo se siamo interessati a specificare l'isotopo di un elemento**



**esempi**



**Numero atomico e simbolo sono informazioni ridondanti, di solito si usa solo il simbolo**



### Esempio 2.3 Numeri atomici, numeri di massa e simboli degli isotopi

Quali sono il numero atomico ( $Z$ ), il numero di massa ( $A$ ) ed il simbolo dell'isotopo del cloro con 18 neutroni?  
Quanti protoni, elettroni e neutroni sono presenti in un atomo di  ${}^{52}_{24}\text{Cr}$ ?

- (a)** Trovare il numero atomico ( $Z$ ) del cloro nella tavola periodica.  
Il numero atomico indica il numero di protoni.  
Il numero di massa ( $A$ ) per un isotopo è la somma del numero di protoni e del numero di neutroni.  
Il simbolo per un isotopo è il suo simbolo chimico con il numero atomico ( $Z$ ) nell'angolo in basso a sinistra e il numero di massa ( $A$ ) nell'angolo in alto a sinistra.

$Z = 17$ , il cloro ha 17 protoni.

$$A = \text{numero di protoni} + \text{numero di neutroni} \\ = 17 + 18 = 35$$



- (b)** Per un qualsiasi isotopo (in questo caso  ${}^{52}_{24}\text{Cr}$ ) il numero dei protoni è indicato dal numero atomico posizionato in basso a sinistra. Poiché questo è un atomo neutro, il numero di elettroni è uguale al numero di protoni.  
Il numero di neutroni è uguale al numero di massa (in alto a sinistra) meno il numero atomico (in basso a sinistra).

$$\text{Numero di protoni} = Z = 24 \\ \text{Numero di elettroni} = 24 \text{ (atomo neutro)}$$

$$\text{Numero di neutroni} = 52 - 24 = 28$$



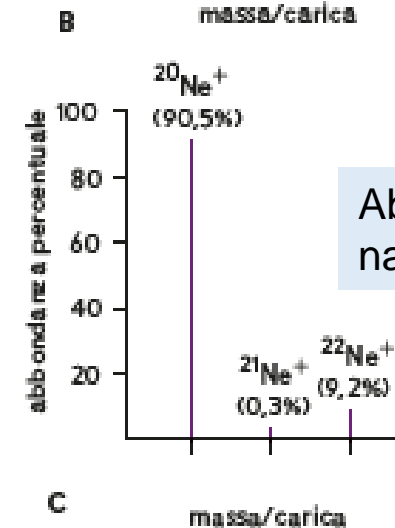
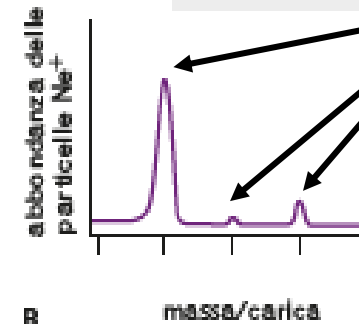
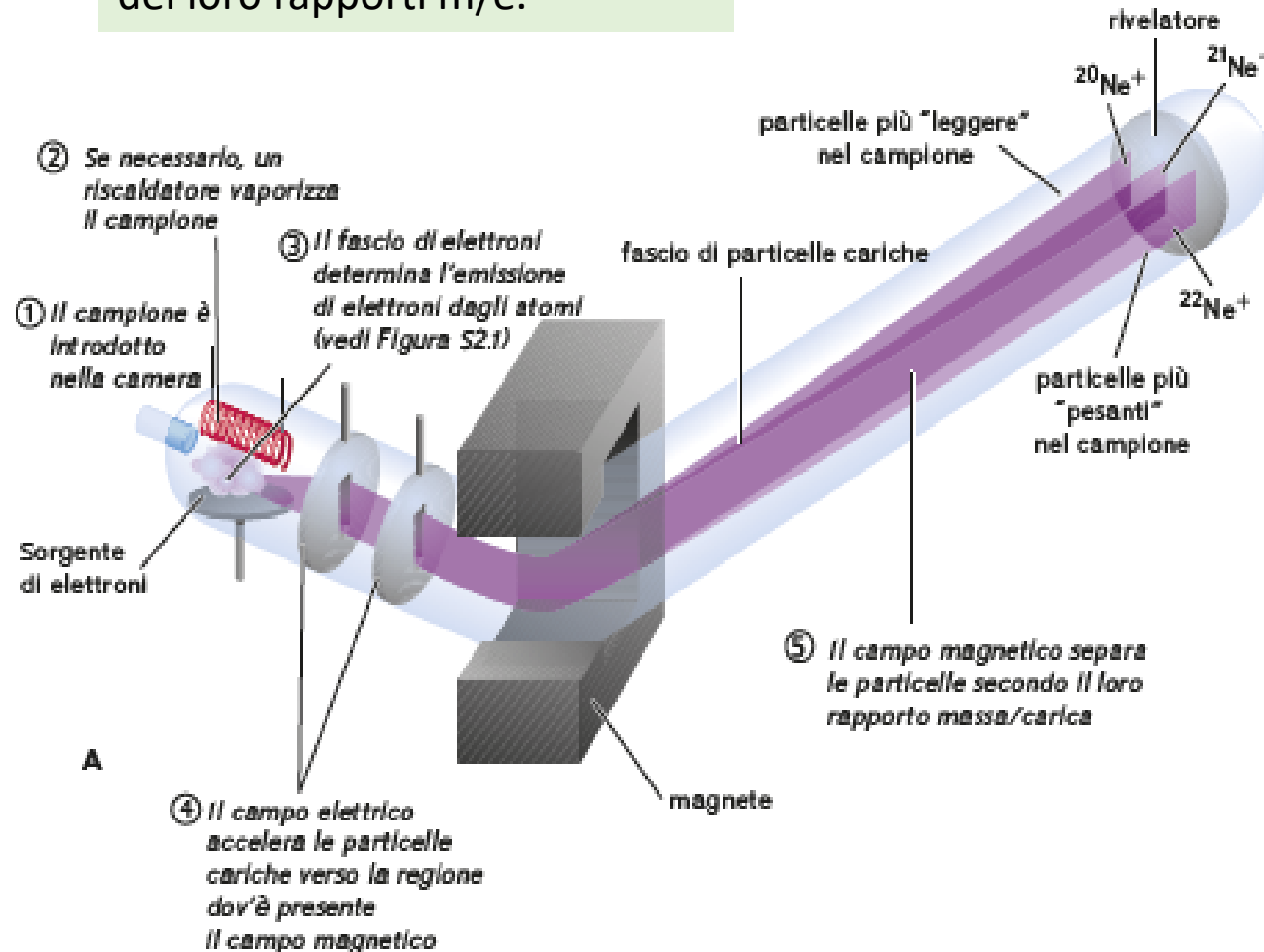
# spettrometria di massa

## Masse degli atomi e abbondanza isotopica naturale

Le particelle cariche vengono separate sulla base dei valori dei loro rapporti m/e.

I tre picchi rappresentano tre isotopi del Ne.

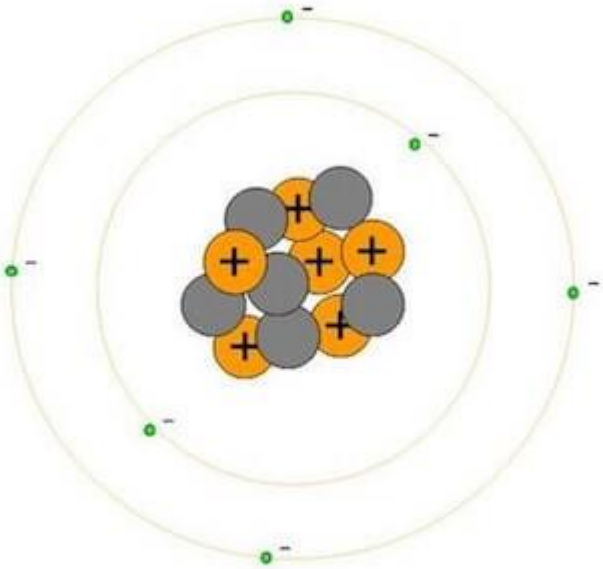
I dati indicano l'abbondanza di ciascuna particella.



Abbondanza isotopica naturale

# Unità di massa atomica

Oggi l'unità di massa atomica è riferita alla dodicesima parte della massa del carbonio 12 ( $^{12}\text{C}$ )

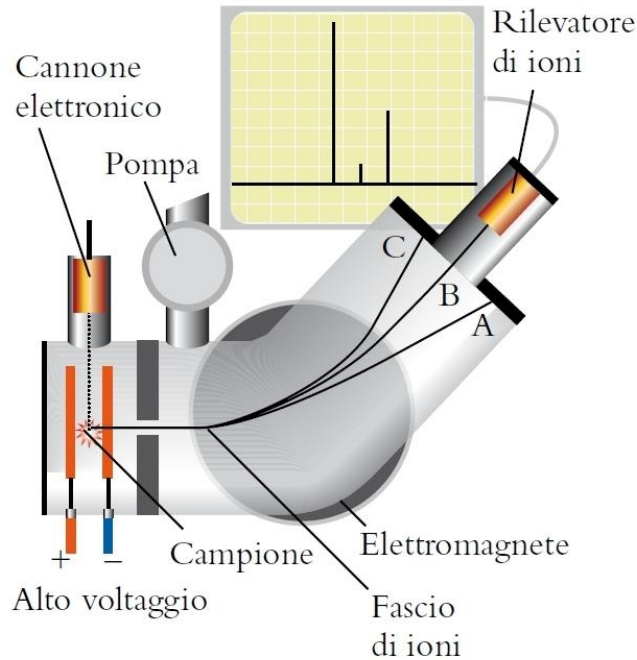


Con lo spettrometro si misura la massa del  $^{12}\text{C} = 19.926 \times 10^{-27} \text{ Kg}$

Si divide la massa trovata per 12 e si ottiene l'unità di massa atomica

$$1 \text{ u.} = 1.6605 \times 10^{-27} \text{ kg}$$

# Massa atomica: relazione tra unità di massa atomica e kg



## Spettrometria di massa

Consideriamo l'isotopo  $^1\text{H}$

Si misura una massa di  $1.6736 \times 10^{-27}$  kg

Si divide per la massa standard  
corrispondente alla unità di massa atomica  
 $1.6736 \times 10^{-27}$  kg /  $1.6605 \times 10^{-27}$  kg

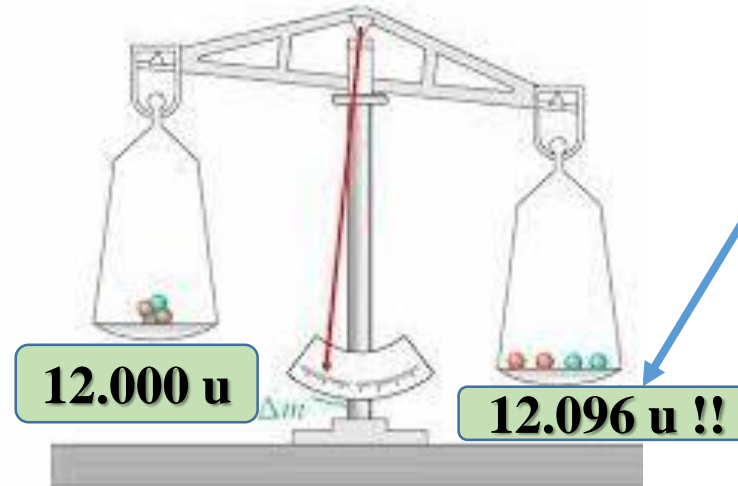
Si ottiene la massa atomica relativa  
dell'idrogeno  $1.0079$  u

**Tutte le masse si possono esprimere in termini di unità di massa atomica, dai protoni e neutroni agli oggetti macroscopici. La scala atomica è COMODA per descrivere il mondo microscopico**

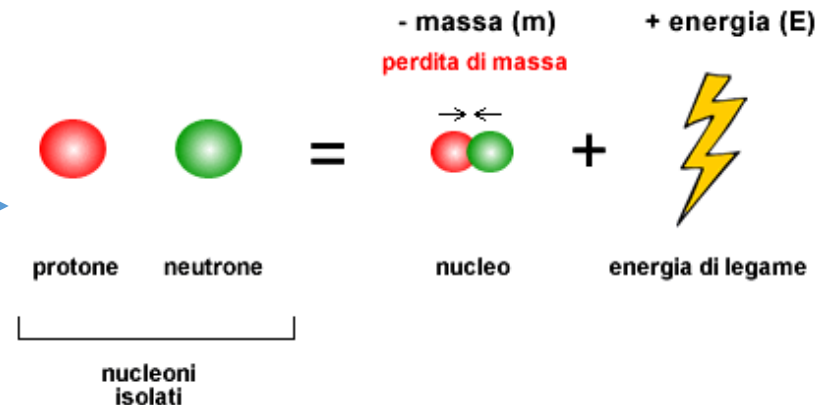
# Difetto di massa

Particella	Massa (uma)	Carica (scala relativa)
Elettrone (e <sup>-</sup> )	0.00054858	-1
Protone (p o p <sup>+</sup> )	1.0073	+1
Neutrone (n o n <sup>0</sup> )	1.0087	nessuna

Se si sommano le masse di 6 protoni e di 6 neutroni quanto si ottiene?



Quando protoni e neutroni si aggregano a formare un nucleo, parte della massa si trasforma in energia secondo la relazione di Einstein  $E=mc^2$



# Calcolo della massa elementare del cloro e del potassio

Per calcolare la massa di un elemento bisogna sapere quanti isotopi esistono e la loro abbondanza naturale

Isotopo	Abbondanza in natura	Massa atomica dell'isotopo
$^{35}\text{Cl}$	75,8%	34,969 u
$^{37}\text{Cl}$	24,2%	36,966 u

$$M_{\text{Cl}} = 0.758 \times 34.969 + 0.242 \times 36.966 = 35.452 \text{ u}$$

Isotopo	Abbondanza in natura	Massa atomica dell'isotopo
$^{39}\text{K}$	93,26 %	38,96 u
$^{40}\text{K}$	0,012 %	39,96 u
$^{41}\text{K}$	6,73 %	40,96 u

$$M_{\text{K}} = 0.9326 \times 38.96 + 0.00012 \times 39.96 + 0.0673 \times 40.96 = 39.098 \text{ u}$$

### Esempio 2.5 Massa atomica

Il rame ha due isotopi presenti in natura: Cu-63 con massa 62.9296 u e un'abbondanza naturale del 69.17%, e Cu-65 con massa 64.9278 u e un'abbondanza naturale del 30.83%. Calcolare la massa atomica del rame.

#### SOLUZIONE

Convertire l'abbondanza percentuale naturale in forma decimale dividendo per 100.

$$\text{Frazione Cu-63} = \frac{69.17}{100} = 0.6917$$

$$\text{Frazione Cu-65} = \frac{30.83}{100} = 0.3083$$

Calcolare la massa atomica.

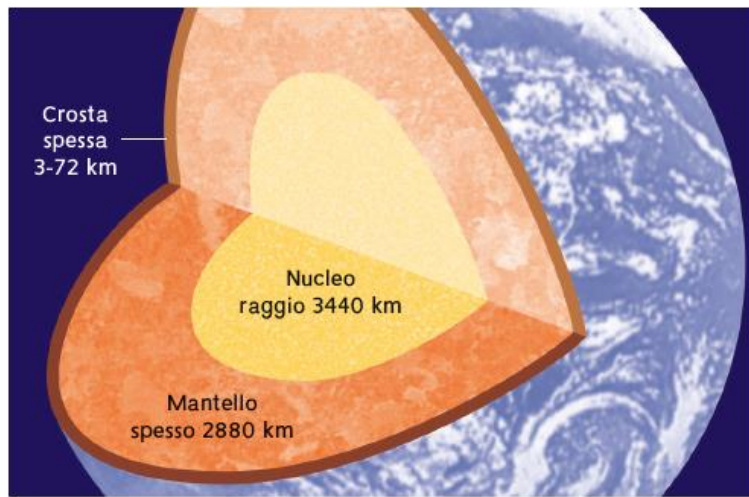
$$\begin{aligned} \text{Massa atomica} &= 0.6917(62.9296 \text{ u}) + 0.3083(64.9278 \text{ u}) \\ &= 43.5284 \text{ u} + 20.0172 \text{ u} = 63.5456 \text{ u} = 63.55 \text{ u} \end{aligned}$$

**ESERCIZIO DI PROVA 2.5** Il magnesio ha tre isotopi naturali con masse di 23.99 u, 24.99 u e 25.98 u e con abbondanza relativa rispettivamente del 78.99%, 10.00% e 11.01%. Calcolare la massa atomica del magnesio.

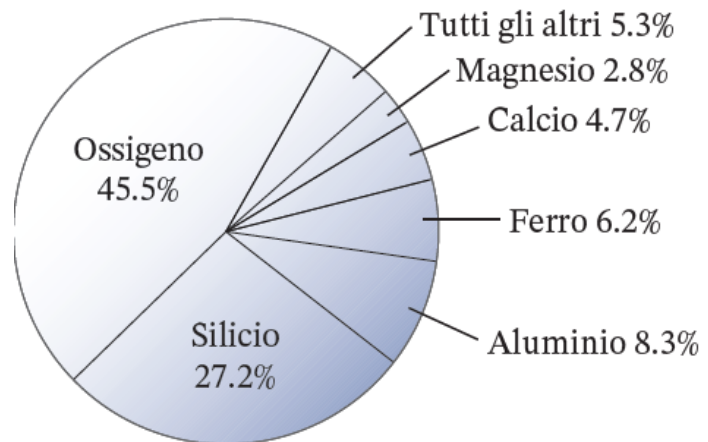
1 1,008 <b>H</b> Idrogeno																	2 4,003 <b>He</b> Elio				
3 6,941 <b>Li</b> Litio	4 9,012 <b>Be</b> Berillio															5 10,81 <b>B</b> Boro	6 12,01 <b>C</b> Carbonio	7 14,01 <b>N</b> Azoto	8 16,00 <b>O</b> Ossigeno	9 19,00 <b>F</b> Fluoro	10 20,18 <b>Ne</b> Neon
11 22,99 <b>Na</b> Sodio	12 24,31 <b>Mg</b> Magnesio															13 26,98 <b>Al</b> Alluminio	14 28,09 <b>Si</b> Silicio	15 30,97 <b>P</b> Fosforo	16 32,07 <b>S</b> Zolfo	17 35,45 <b>Cl</b> Cloro	18 39,95 <b>Ar</b> Argon
19 39,10 <b>K</b> Potassio	20 40,08 <b>Ca</b> Calcio	21 44,96 <b>Sc</b> Scandio	22 47,87 <b>Ti</b> Titanio	23 50,94 <b>V</b> Vanadio	24 52,00 <b>Cr</b> Cromo	25 54,94 <b>Mn</b> Manganese	26 55,85 <b>Fe</b> Ferro	27 58,93 <b>Co</b> Cobalto	28 58,69 <b>Ni</b> Nichel	29 63,55 <b>Cu</b> Rame	30 65,37 <b>Zn</b> Zinco	31 69,72 <b>Ga</b> Gallio	32 72,64 <b>Ge</b> Germanio	33 74,92 <b>As</b> Arsenico	34 78,96 <b>Se</b> Selenio	35 79,91 <b>Br</b> Bromo	36 83,80 <b>Kr</b> Kripton				
37 85,47 <b>Rb</b> Rubidio	38 87,62 <b>Sr</b> Stronzio	39 88,91 <b>Y</b> Ittrio	40 91,22 <b>Zr</b> Zirconio	41 92,91 <b>Nb</b> Niobio	42 95,94 <b>Mo</b> Molibdeno	43 98,91 <b>Tc</b> Tecnezio	44 101,1 <b>Ru</b> Rutenio	45 102,9 <b>Rh</b> Rodio	46 106,4 <b>Pd</b> Palladio	47 107,9 <b>Ag</b> Argento	48 112,4 <b>Cd</b> Cadmio	49 114,8 <b>In</b> Indio	50 118,7 <b>Sn</b> Stagno	51 121,8 <b>Sb</b> Antimonio	52 127,6 <b>Te</b> Tellurio	53 126,9 <b>I</b> Iodio	54 131,3 <b>Xe</b> Xenon				
55 132,9 <b>Cs</b> Cesio	56 137,3 <b>Ba</b> Bario	57 138,9 <b>La</b> Lantanio	72 178,5 <b>Hf</b> Afnio	73 180,9 <b>Ta</b> Tantalio	74 183,8 <b>W</b> Tungsteno	75 186,2 <b>Re</b> Renio	76 190,2 <b>Os</b> Osmio	77 192,2 <b>Ir</b> Iridio	78 195,1 <b>Pt</b> Platino	79 197,0 <b>Au</b> Oro	80 200,6 <b>Hg</b> Mercurio	81 204,4 <b>Tl</b> Tallio	82 207,2 <b>Pb</b> Piombo	83 209,0 <b>Bi</b> Bismuto	84 (209) <b>Po</b> Polonio	85 (210) <b>At</b> Astatio	86 (222) <b>Rn</b> Radon				
87 (223) <b>Fr</b> Francio	88 (226) <b>Ra</b> Radio	89 (227) <b>Ac</b> Attinio	104 (261) <b>Rf</b> Rutherfordio	105 (262) <b>Db</b> Dubnio	106 (266) <b>Sg</b> Seaborgio	107 (264) <b>Bh</b> Bohrio	108 (265) <b>Hs</b> Hassio	109 (268) <b>Mt</b> Meitnerio	110 (271) <b>Ds</b> Darmstadio	111 (272) <b>Rg</b> Roentgenio	112 (285) <b>Cn</b> Copernicio	113 (284) <b>Nh</b> Nihonio	114 (289) <b>Fl</b> Flevorio	115 (289) <b>Mc</b> Moscovio	116 (293) <b>Lv</b> Livermorio	117 (310) <b>Ts</b> Tennesio	118 (314) <b>Og</b> Oganesson				

58 140,1 <b>Ce</b> Cerio	59 140,9 <b>Pr</b> Praseodimio	60 144,2 <b>Nd</b> Neodimio	61 (145) <b>Pm</b> Promezio	62 150,4 <b>Sm</b> Samario	63 152,0 <b>Eu</b> Europio	64 157,3 <b>Gd</b> Gadolinio	65 158,9 <b>Tb</b> Terbio	66 162,5 <b>Dy</b> Disprobio	67 164,9 <b>Ho</b> Olmio	68 167,3 <b>Er</b> Erbio	69 168,9 <b>Tm</b> Tulio	70 173,0 <b>Yb</b> Itterbio	71 175,0 <b>Lu</b> Lutezio
90 232,0 <b>Th</b> Torio	91 231,0 <b>Pa</b> Protoattinio	92 238,0 <b>U</b> Uranio	93 (237) <b>Np</b> Nettunio	94 (244) <b>Pu</b> Plutonio	95 (243) <b>Am</b> Americio	96 (247) <b>Cm</b> Curio	97 (247) <b>Bk</b> Berkelio	98 (251) <b>Cf</b> Californio	99 (252) <b>Es</b> Einsteinio	100 (257) <b>Fm</b> Fermio	101 (258) <b>Md</b> Mendelevio	102 (259) <b>No</b> Nobelio	103 (262) <b>Lr</b> Laurenzio





### Abbondanza naturale degli elementi sulla crosta terrestre



### Abbondanza naturale degli elementi nel corpo umano

