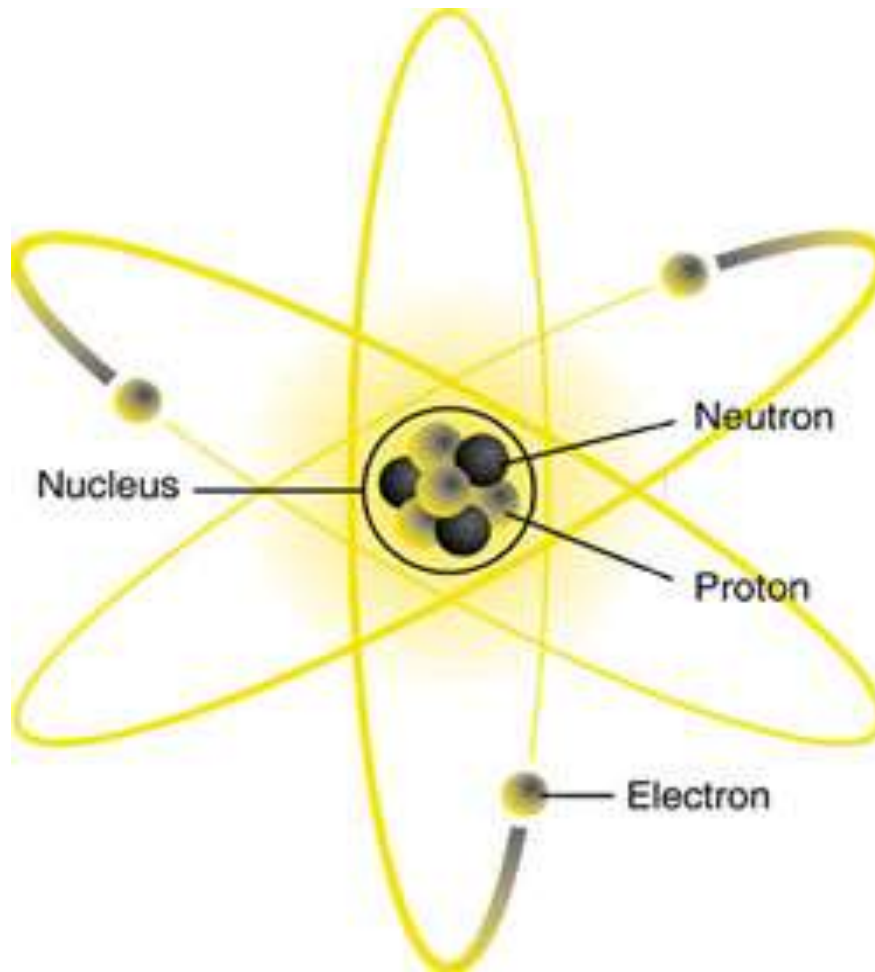


LA STRUTTURA DELL'ATOMO



L'atomo è la più piccola parte di un elemento chimico che conserva le proprietà chimiche dell'elemento stesso

Gli atomi sono particelle piccolissime il cui diametro si misura in *Angstrom* (Å)

$$1 (\text{Å}) = 10^{-10} \text{ m.}$$

L'atomo è formato da tre particelle:

- elettroni: particella di massa di $9,1 \cdot 10^{-28}$ kg e carica elettrica negativa
- neutroni: particella di massa di $1,675 \cdot 10^{-27}$ kg e priva di carica elettrica
- protoni: particella di massa di $1,673 \cdot 10^{-27}$ kg e carica elettrica positiva

Gli elettroni si muovono attorno al nucleo composto da protoni e neutroni; essendo l'atomo elettricamente neutro, gli elettroni esterni al nucleo sono numericamente uguali al numero di protoni

Sostanza elementare o ELEMENTO

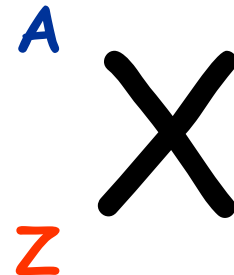
Sostanza costituita da atomi aventi tutti lo stesso numero atomico (numero di protoni presenti nel nucleo)

Ogni elemento è definito da un NOME e da un SIMBOLO Chimico (internazionale).

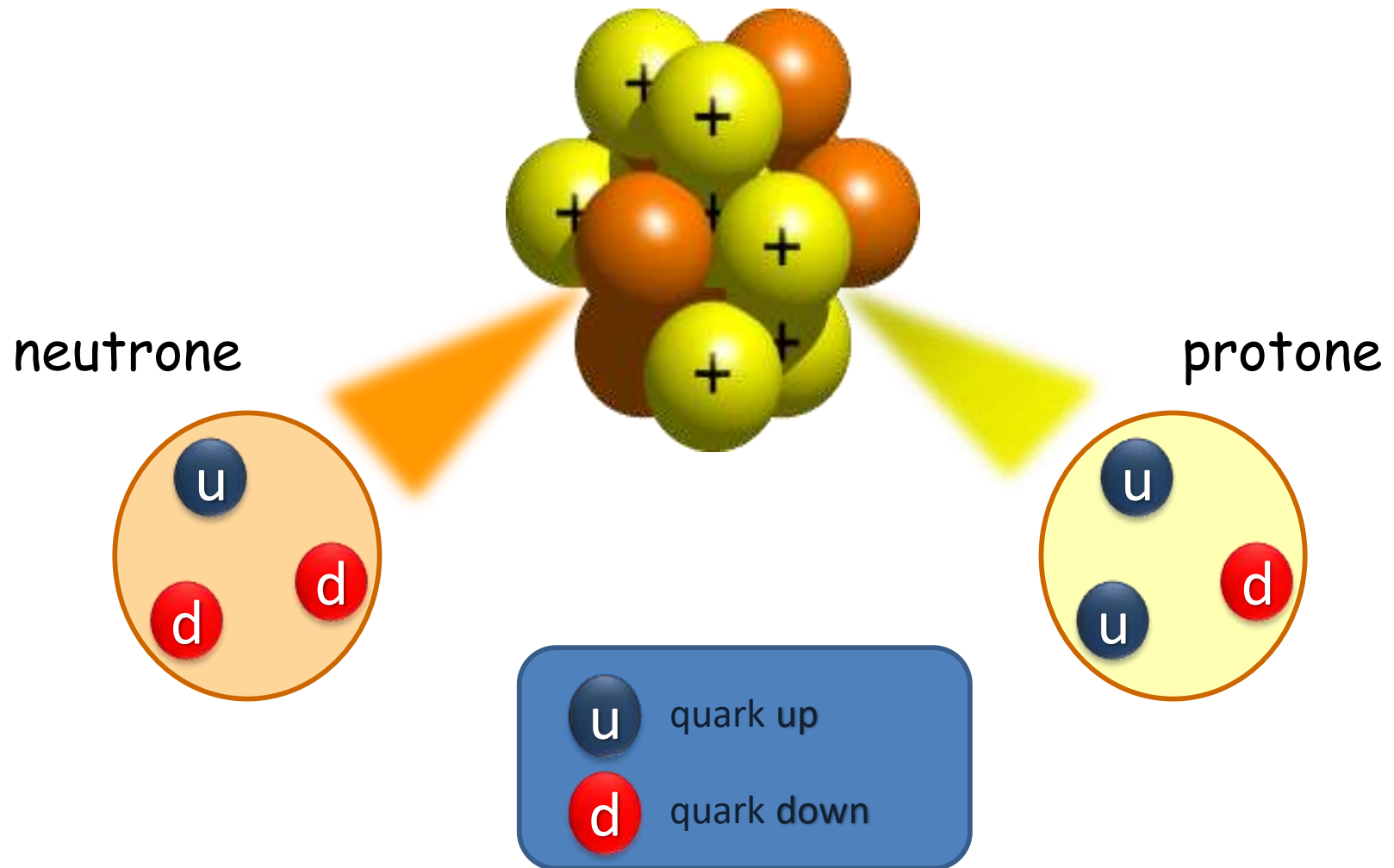
Numero atomico (Z): numero dei **PROTONI**

(= al numero degli elettroni essendo l'atomo una particella neutra)

Numero di massa (A): **PROTONI (Z)** + **NEUTRONI**
numero totale di nucleoni presenti nel nucleo

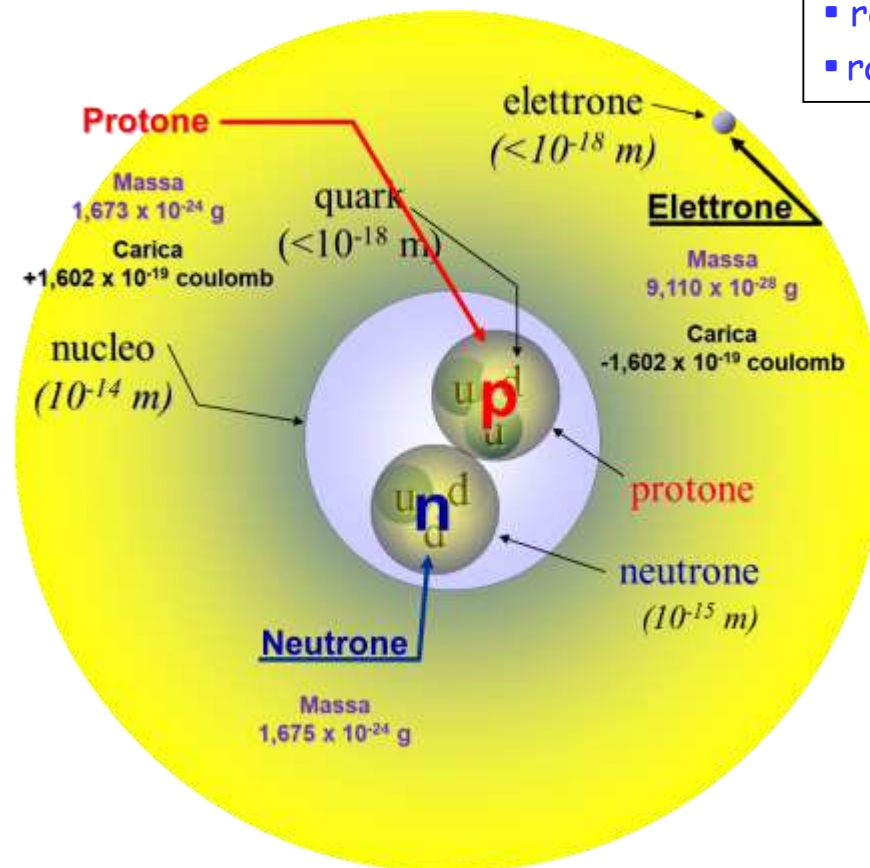


Protone e neutrone non sono particelle elementari: sono particelle composte, formate da tre quark.



Gli elettroni dell'atomo sono dotati di una grande energia cinetica e si muovono attorno al nucleo occupando un volume enorme rispetto a quello del nucleo stesso; il volume dell'atomo è 10000 volte più grande di quello del nucleo.

- raggio dell'atomo $\gg 10^{-8}$ cm
- raggio del nucleo $\gg 10^{-12}$ cm



.....l'atomo è praticamente vuoto e secondo le più moderne teorie atomiche, gli elettroni si muovono intorno al nucleo in zone chiamate orbitali atomici



Evoluzione della teoria atomica

L'ATOMO NELL'ANTICHITÀ

- 400 a.C. => Leucippo (filosofo) elabora la TEORIA ATOMICA (la materia è costituita da minuscole particelle indivisibili: atomi). Questa teoria viene ripresa da Democrito, Epicuro e Lucrezio.
- IV secolo a.C. => Aristotele elabora la TEORIA DELLA CONTINUITÀ DELLA MATERIA (la sostanza divisibile all'infinito in particelle più piccole)

TUTTE QUESTE TEORIE NON SONO VERIFICATE

"teorie atomistiche" sono puramente filosofiche, poiché escludono l'esperimento per confermarle (lo escludono in quanto non lo prendono nemmeno in considerazione: le attività manuali erano considerate di basso livello, inadatte ai cultori della sapienza, cioè ai "filosofi")

TEORIA ATOMICA di DALTON (1803)

La teoria di Dalton si basa sui seguenti 3 postulati:

1. Tutti gli elementi sono fatti di particelle piccolissime chiamate **ATOMI**
 - gli atomi di un elemento sono uguali tra loro e hanno le stesse proprietà chimiche
 - gli atomi di elementi diversi sono diversi ed hanno proprietà chimiche diverse
2. Nelle reazioni chimiche gli atomi conservano la loro identità
3. Gli atomi di elementi diversi si combinano tra loro formando composti.
In un dato composto:
 - numero relativo
 - tipo di atomi di ogni elemento } sono costanti

Postulato 2

spiega la **legge di conservazione della massa**: se gli atomi si conservano anche la loro massa si conserva (Lavoisier 1783)

Postulato 3

spiega la **legge delle proporzioni definite**: se il rapporto tra gli atomi degli elementi presenti in un composto è fisso lo è anche il loro rapporto in peso (Proust, 1799)

IL MODELLO DI THOMSON (1897)

Fu il primo a produrre un modello atomico (a panettone).

Scoprì l'esistenza di particelle subatomiche.

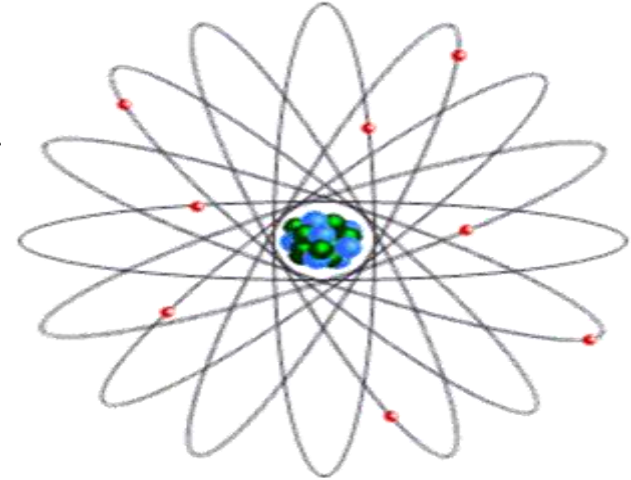
Nel suo modello l'atomo è costituito da una sfera dove possiamo trovare carica positiva e carica negativa (i neutroni non erano ancora stati scoperti).



una massa gelatinosa di carica positiva (una specie di gelatina) nella quale sono immerse particelle di carica (-)

IL MODELLO DI RUTHERFORD (1911)

- quasi tutta la massa dell'atomo occupa una ridottissima porzione del suo volume totale
- gli **elettroni**, dotati di **carica elettrica negativa**, ruotano su orbite a grande distanza dal nucleo, come pianeti attorno al sole
- gli atomi sono costituiti da **particelle** subatomiche **positive-protoni- negative-elettroni**-e probabilmente da altre **neutre** (**neutroni**-ipotizzati da Rutherford e scoperti da J. Chadwich, 1932)



il **protone** e la **particella incognita** formano un corpo centrale compatto (**nucleo**) mentre gli **elettroni** ruotano attorno al nucleo su orbite circolari o ellittiche (**nuvola elettronica**)

- nel nucleo è concentrata tutta la *carica positiva* dell'atomo e la *gran parte della massa* di esso

il nucleo è **10.000** volte più piccolo dell'intero atomo di cui fa parte
 $10^{-12}/10^{-8} = 10^{-4}$

- raggio dell'atomo $\gg 10^{-8}$ cm
- raggio del nucleo $\gg 10^{-12}$ cm

- la *carica del nucleo* corrisponde al *numero dei protoni* che contiene e viene chiamata numero atomico Z

gli **elettroni** vengono trattenuti dal nucleo mediante forze di natura *elettrostatica* (coulombiane)

IL MODELLO DI BOHR (1913)

Postulato dello stato STAZIONARIO

Gli elettroni si muovono lungo orbite STAZIONARIE caratterizzate ognuna da una ben definita quantità di energia

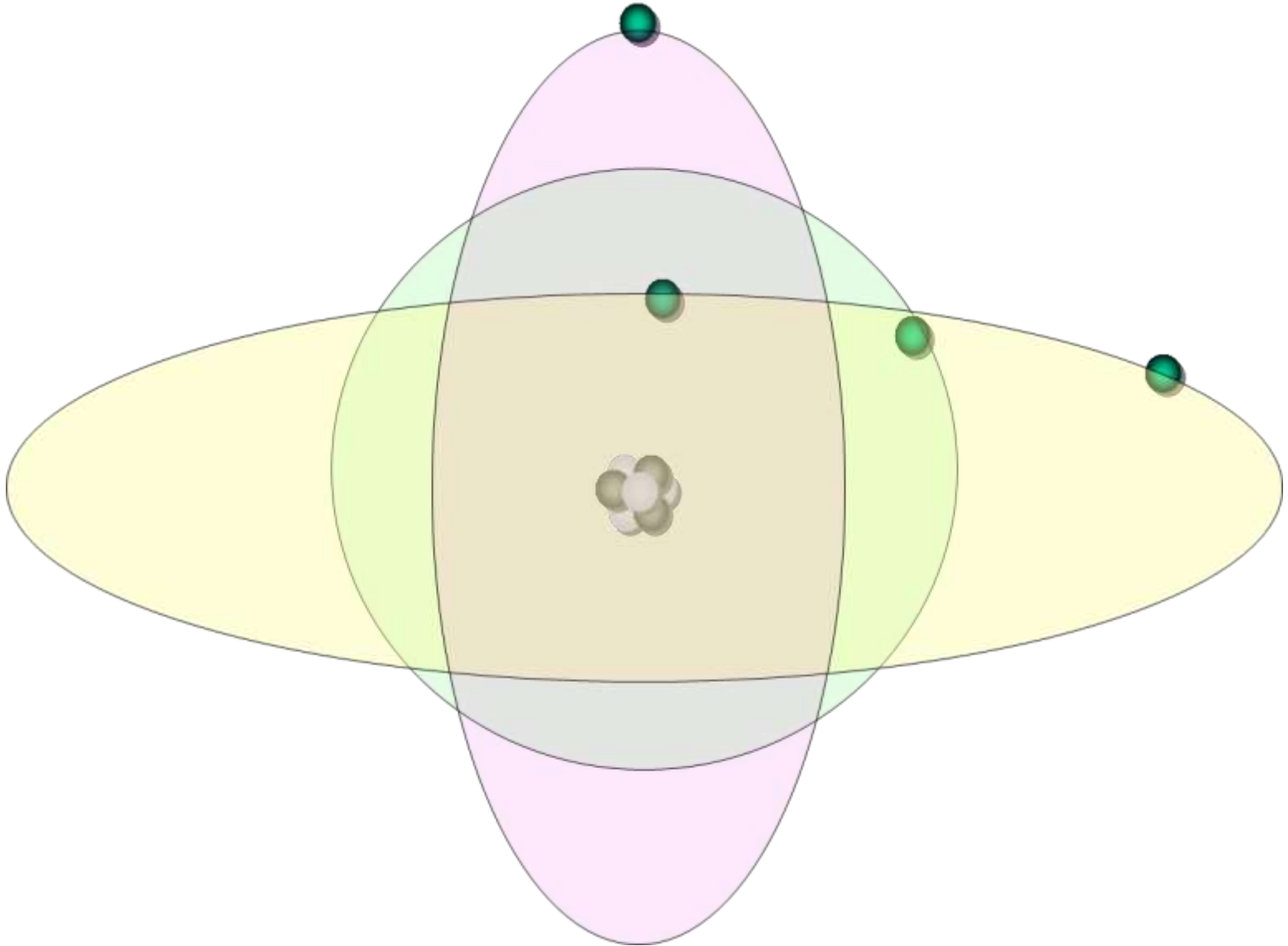
Postulato dello stato ECCITATO

Quando un elettrone salta da un'orbita stazionaria ad energia minore ad una ad energia maggiore si verifica assorbimento di energia e quando ritorna allo stato stazionario si verifica emissione di energia sotto forma di onde elettromagnetiche.

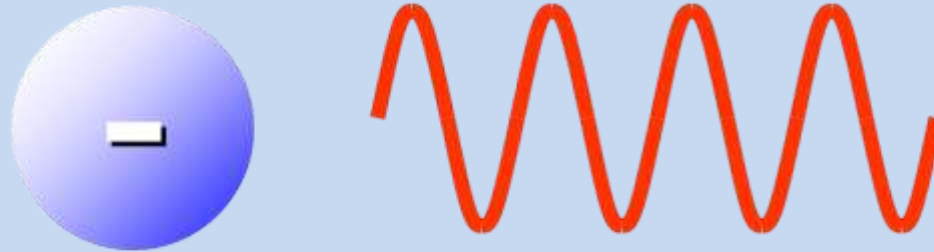
Un elettrone che ruota vicino al nucleo ha un'energia minore rispetto ad uno che ruota più lontano dal nucleo stesso, perché il nucleo attrae più fortemente gli elettroni che sono più vicini ad esso.

Per spostare un elettrone da un'orbita inferiore ad una superiore è necessario fornire energia.

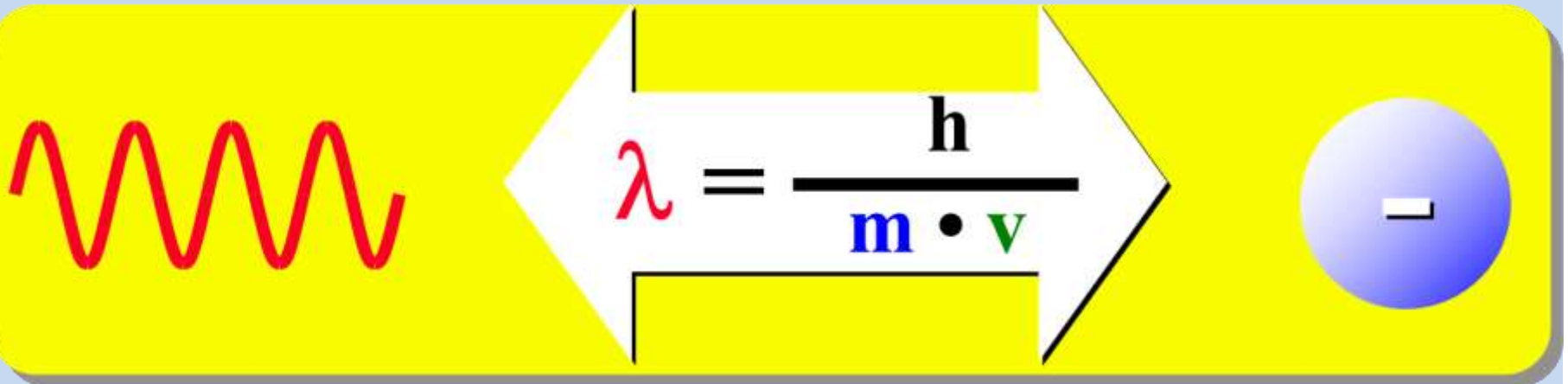
Il modello di Bohr fu poi modificato da SOMMERFELD che introdusse il concetto di orbita ellittica degli elettroni che ruotano intorno al nucleo (1913).



natura dualistica dell'elettrone



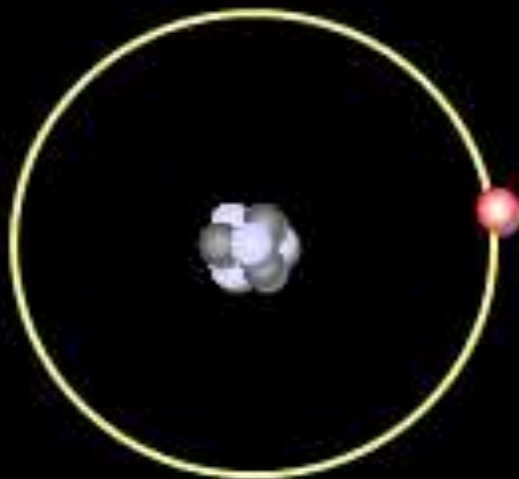
Ad un elettrone (massa $9,11 \times 10^{-28}$ g) che si muova con velocità v è associata un'onda elettrica di lunghezza λ .



Duplicata natura dell'elettrone (particella e onda elettromagnetica)

All'elettrone di massa m che ruota nella sua orbita con **velocità** v è associata un'onda elettrica di lunghezza λ

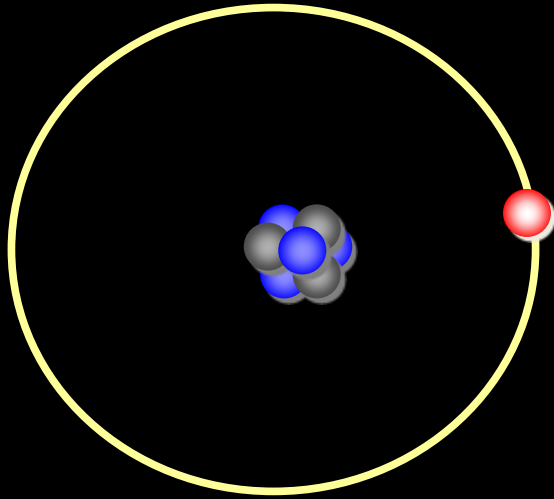
$$\lambda = \frac{h}{m \cdot v}$$



Principe Louis-Victor de Broglie
(1892-1987)
Nobel per la Fisica nel 1929



Modello meccanico - quantistico



La scoperta della natura ondulatoria dell'elettrone consentì una rielaborazione matematica radicale di tutti gli studi precedentemente condotti sull'atomo che portò a formulare il **MODELLO MECCANICO-QUANTISTICO** oggi comunemente accettato



~~Particelle che ruotano su ORBITE circolari o ellittiche~~

Per **OGNI** elettrone si hanno **FUNZIONI d'ONDA** che descrivono figure intorno al nucleo, gli **ORBITALI**



Un e^- che percorre con velocità costante un' **ORBITA** circolare passa per lo stesso punto con una frequenza nota



Per un e^- che **ABITA un ORBITALE** è possibile solo descrivere la **PROBABILITA'** che esso si trovi in un definito punto dello spazio circostante il nucleo

IL MODELLO DI SCHRODINGER (1926-27)

Si supera il concetto di orbita dell'elettrone e si introduce l'**ORBITALE** come regione dello spazio intorno al nucleo in cui è massima (90%) la densità di probabilità di trovare l'elettrone.

L'elettrone non è visto più come particella classica, ma come onda.

La meccanica quantistica fornisce una espressione matematica (equazione differenziale) che descrive il comportamento ondulatorio dell'elettrone dell'atomo di idrogeno allo stato fondamentale intorno al nucleo; è un'equazione d'onda che indica le probabilità di trovare un elettrone in una determinata zona dello spazio (comportamento duale onda-particella dell'elettrone).

$$\frac{\partial^2 \psi}{\partial x^2} + \frac{\partial^2 \psi}{\partial y^2} + \frac{\partial^2 \psi}{\partial z^2} + \frac{8\pi^2 m}{h^2} (E - E_{pot}) \psi = 0$$

Modello meccanico - quantistico

Al concetto di orbita si sostituisce il concetto di
ORBITALE

**REGIONE di SPAZIO IN CUI é MASSIMA LA
PROBABILITA' DI TROVARE L' ELETTRONE IN
UN DATO ISTANTE**

Principio di indeterminazione di Heisenberg (1927)

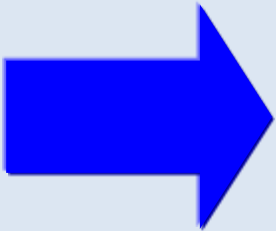
E' impossibile conoscere simultaneamente e con grande precisione
posizione e velocità di una particella

- ➔ il movimento dell'elettrone intorno al nucleo può essere rappresentato solo ricorrendo al concetto di **PROBABILITA'**
- ➔ l'e⁻ si trova confinato in regioni di spazio (orbitali) nelle quali non è identificabile come particella fisica poichè si comporta come se fosse una **nuvola elettronica più o meno densa**

Ogni orbitale è identificato da una funzione matematica, detta **FUNZIONE d' ONDA Ψ** , la cui soluzione non è un'unica funzione, $\psi(x)$, ma una famiglia di funzioni d'onda (**AUTOFUNZIONI**) che si distinguono per diversi valori di alcuni parametri (numeri quantici), $\Psi_{n,\ell,m}(x)$.

n : numero quantico principale
 l : numero quantico secondario
 m : numero quantico magnetico

I numeri quantici possono assumere solamente valori che rispettino le seguenti regole:


$$n = 1, 2, 3, 4, \dots$$

$$l = 0, 1, 2, 3, \dots, n-1$$

$$m = 0, \pm 1, \pm 2, \pm 3, \dots, \pm l$$


NUMERI QUANTICI

- ➔ Numero quantico principale: n ($= 1, \dots, \infty$)
Definisce l' ENERGIA e la DIMENSIONE dell'orbitale
- ➔ Numero quantico secondario o azimutale: l ($= 0, 1, \dots, n-1$)
Indica il momento angolare dell'elettrone e definisce la FORMA dell'orbitale
- ➔ Numero quantico magnetico: m ($= -l, \dots, 0, \dots, +l$)
Determina l' ORIENTAMENTO SPAZIALE dell'orbitale quando l'atomo è inserito in un campo magnetico

NUMERI QUANTICI

I diversi tipi di ORBITALI vengono designati usando un NUMERO e una LETTERA

➔ Il NUMERO definisce il valore di n

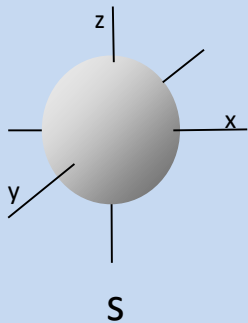
➔ La LETTERA definisce il valore l

$l = 0$ vengono indicati con **s** (sharp)

$l = 1$ vengono indicati con **p** (principal)

$l = 2$ vengono indicati con **d** (diffuse)

$l = 3$ vengono indicati con **f** (fundamental)

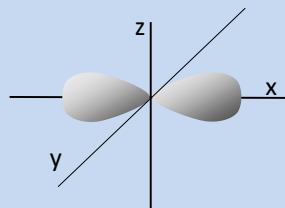


$l = 0$

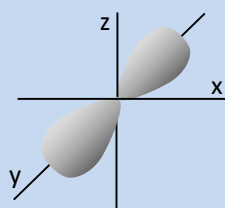
$m = -1$

$m = 0$

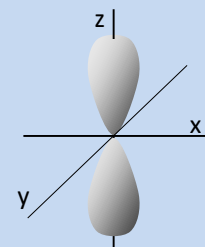
$m = +1$



p_x



p_y



p_z

$l = 1$

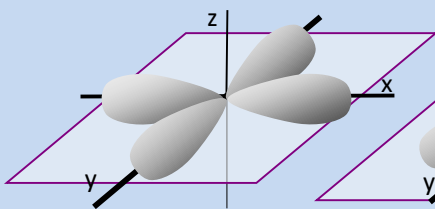
$m = -2$

$m = -1$

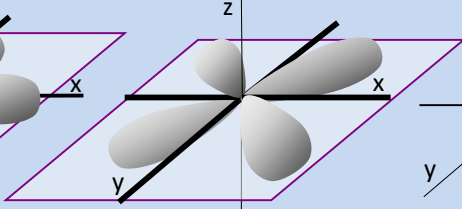
$m = 0$

$m = +1$

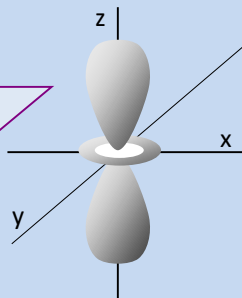
$m = +2$



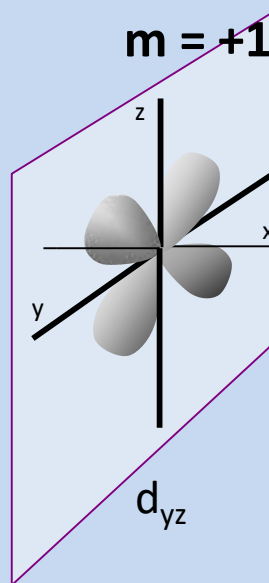
$d_{x^2-y^2}$



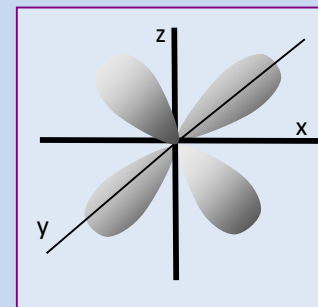
d_{xy}



d_z^2



d_{yz}



d_{xz}

$l = 2$

n **l** **m**

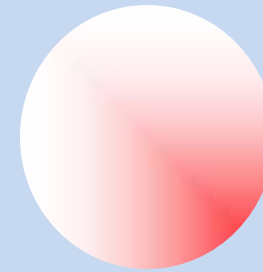
1 **0** **0**

un orbitale 1s

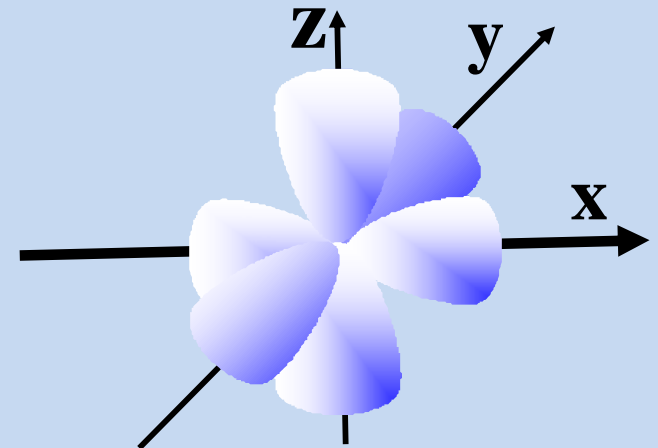


2 { **0** **0**
1 { **+1**
 0
 -1

un orbitale 2s



tre orbitali 2p



n **l** **m**

3 {

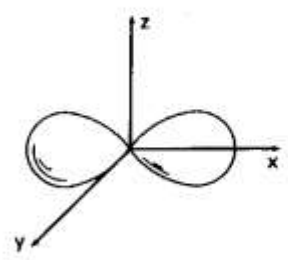
0 **0**

1 { **+1**
0
-1

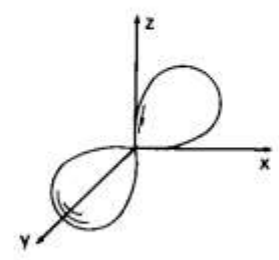
2 { **+2**
+1
0
-1
-2



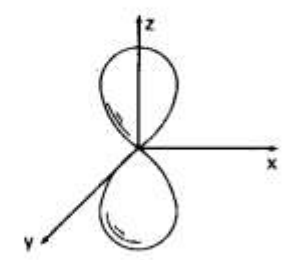
3s



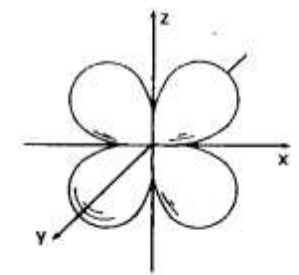
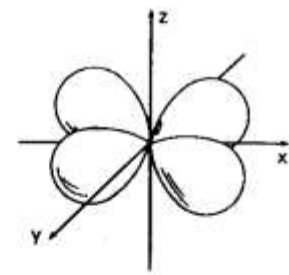
3px



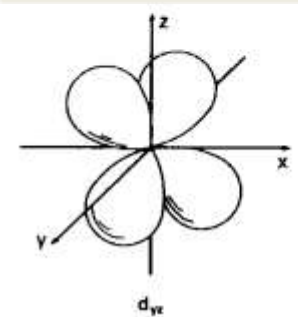
3py



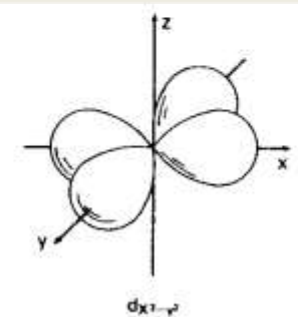
3pz



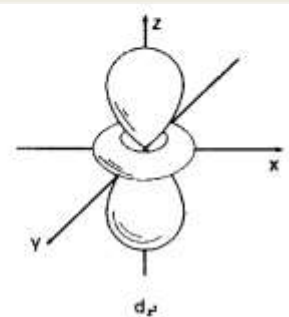
cinque orbitali 3d



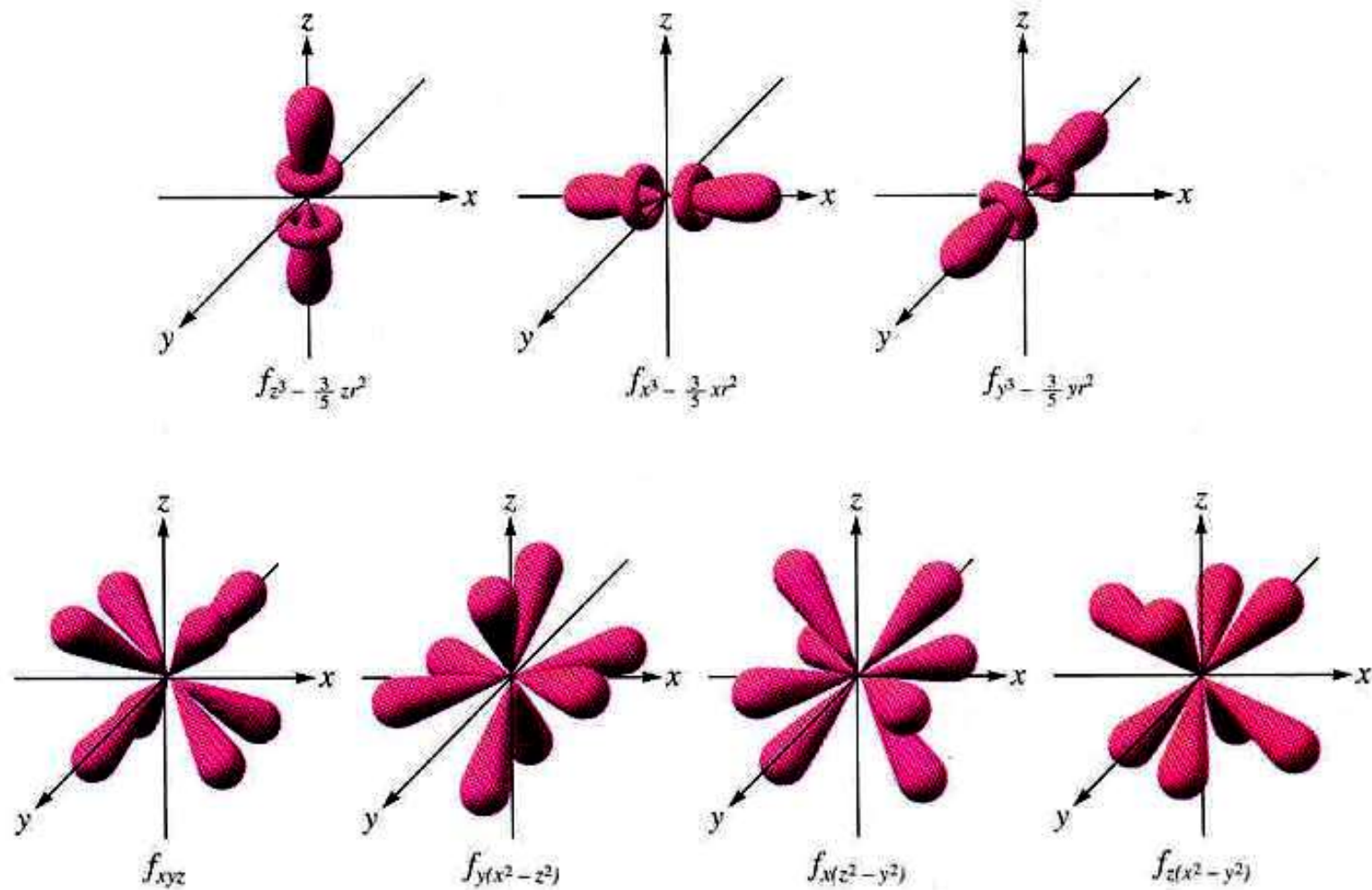
d_{yz}



$d_{x^2-y^2}$



d_{z^2}



Per $l=3$ si hanno 7 orbitali f
 ($m = \pm 3, \pm 2, \pm 1, 0$)

1s
n=1
l=0



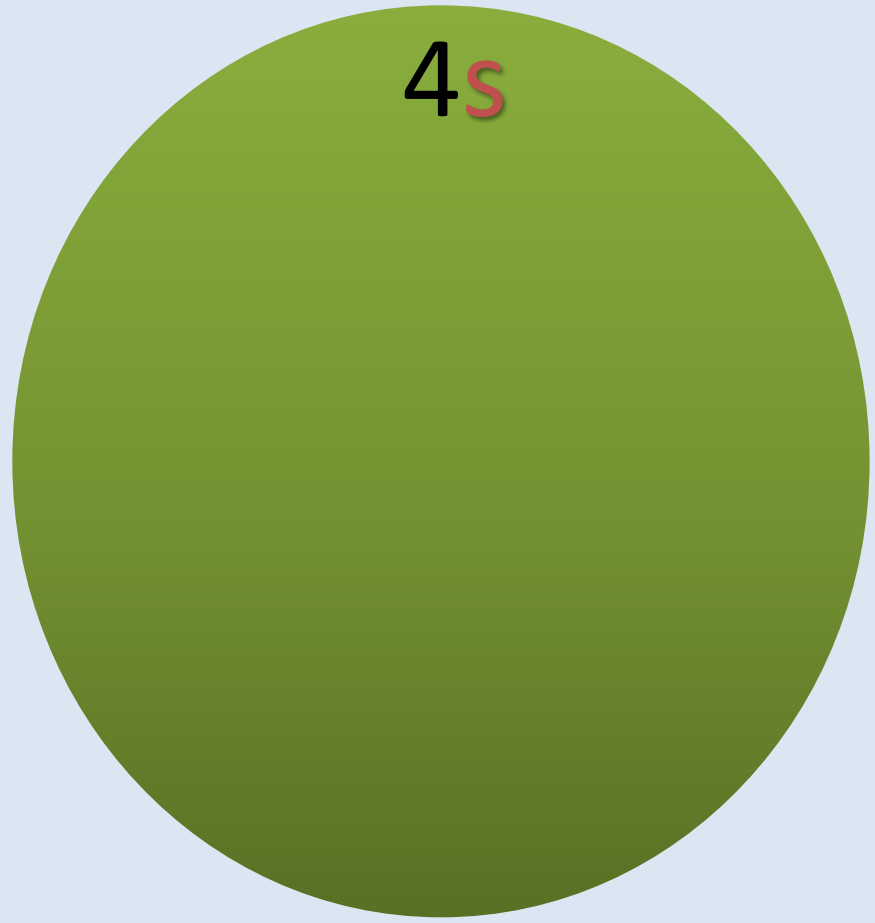
2s
n=2
l=0



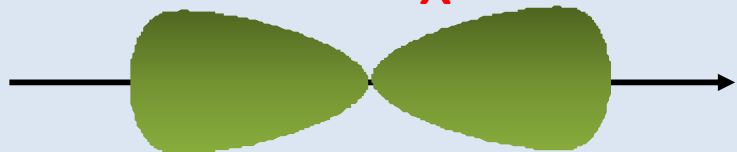
3s
n=3
l=0



4s
n=4
l=0

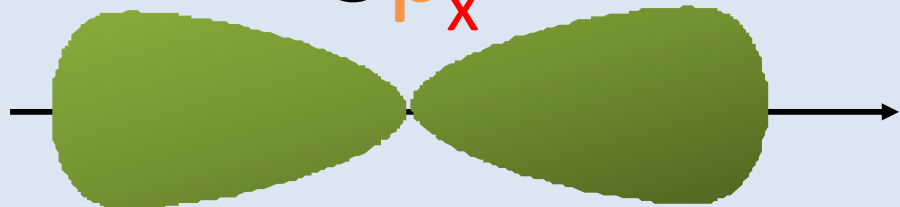


$2p_x$



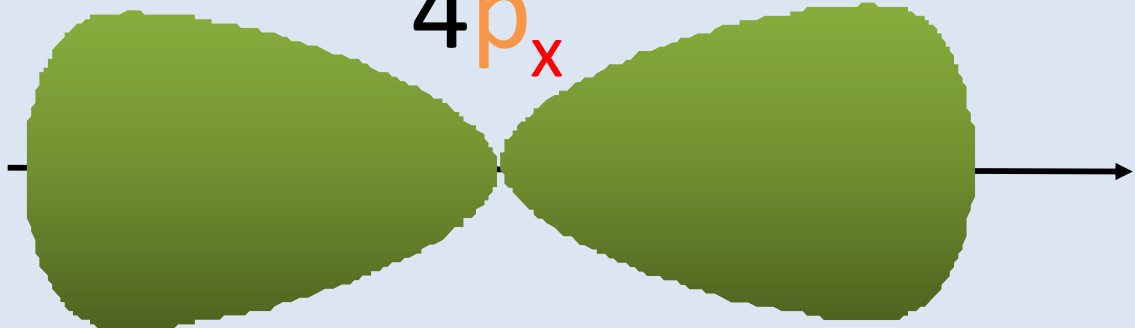
$n=2; l=1; m=+1$

$3p_x$



$n=3; l=1; m=+1$

$4p_x$



$n=4; l=1; m=+1$

STRUTTURA ATOMICA

Le particelle fondamentali

| Particella | | Massa | | Carica | |
|------------|-------------------------|------------------------|--------------------------|-----------|--|
| simbolo | S.I. (g) | u.m.a | S.I. (C) | u.c.atom. | |
| e^- | $9,109 \times 10^{-28}$ | $5,486 \times 10^{-4}$ | $-1,602 \times 10^{-19}$ | -1 | |
| p^+ | $1,673 \times 10^{-24}$ | 1,0073 | $+1,602 \times 10^{-19}$ | +1 | |
| n | $1,675 \times 10^{-24}$ | 1,0087 | 0 | 0 | |

massa PROTONE = **1836** volte massa ELETTRONE

Nel NUCLEO è concentrata la maggior parte della MASSA dell'atomo

| Particella | | Massa | | Carica | |
|------------|-------------------------|------------------------|--------------------------|-----------|--|
| simbolo | S.I. (g) | u.m.a | S.I. (C) | u.c.atom. | |
| e^- | $9,109 \times 10^{-28}$ | $5,486 \times 10^{-4}$ | $-1,602 \times 10^{-19}$ | -1 | |
| p^+ | $1,673 \times 10^{-24}$ | 1,0073 | $+1,602 \times 10^{-19}$ | +1 | |
| n | $1,675 \times 10^{-24}$ | 1,0087 | 0 | 0 | |

unità di carica atomica = carica dell'elettrone = $1,602 \times 10^{-19}$ Coulomb

unità di massa atomica = $1/12$ massa ^{12}C = $1,6606 \times 10^{-24}$ g

Considerando che la massa di un atomo di ^{12}C corrisponde a $19,92 \times 10^{-24}$:

$$\text{u.m.a.} = \frac{19,92 \times 10^{-24}}{12} = 1,66 \times 10^{-24} \text{ g}$$

U.M.A. e le masse ATOMICHE

L' **unità di massa atomica** (**u.m.a.**) viene definita come 1/12 della massa del ^{12}C (scelto perchè è un isotopo stabile e abbondante)

Il **peso atomico** (massa atomica relativa) di un atomo viene definito come:

$$\frac{\text{massa atomo considerato (g)}}{\text{unità di massa atomica (g)}}$$

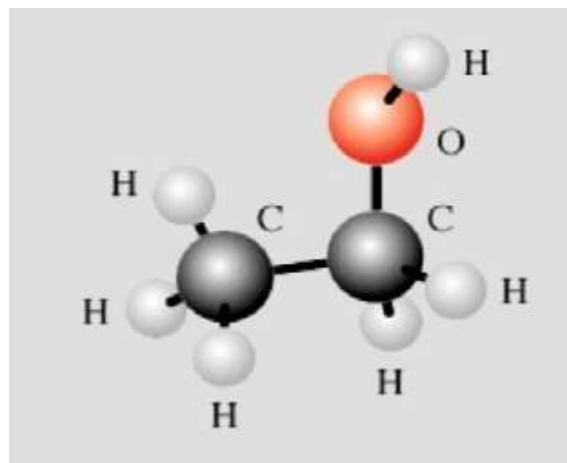
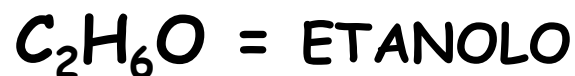
Pertanto i pesi atomici, essendo calcolati come rapporti tra masse, sono grandezze ADIMENSIONALI

Massa atomica degli elementi

| | | | | | | | | |
|----------------------|---------------------|--|----------------------|---------------------|---------------------|---------------------|---------------------|---------------------|
| H 1,008 | | | | | | | | He 4,0026 |
| Li 6,939 | Be 9,0122 | | B 10,811 | C 12,0112 | N 14,0067 | O 15,9994 | F 18,9984 | Ne 20,183 |
| Na 22,9898 | Mg 24,312 | | Al 26,9815 | Si 28,086 | P 30,974 | S 32,064 | Cl 35,453 | Ar 39,948 |
| K 39,102 | Ca 40,08 | | Ga 69,72 | Ge 72,59 | As 74,922 | Se 78,96 | Br 79,909 | Kr 83,80 |
| Rb 85,47 | Sr 87,62 | | In 114,82 | Sn 118,69 | Sb 121,75 | Te 127,60 | I 126,904 | Xe 131,30 |
| Cs 132,905 | Ba 137,34 | | Tl 204,37 | Pb 207,19 | Bi 208,98 | Po 210 | At 210 | Rn 222 |

PESO MOLECOLARE

“Rappresenta la **SOMMA** delle masse atomiche relative degli atomi presenti nella molecola”



$$\text{P.M.}_{\text{C}_2\text{H}_6\text{O}} = 2 \times \text{P.A.}_\text{C} + 6 \times \text{P.A.}_\text{H} + \text{P.A.}_\text{O}$$

$$= 2 \times 12,011 + 6 \times 1,0079 + 15,999 = 46,068$$

Massa atomica relativa

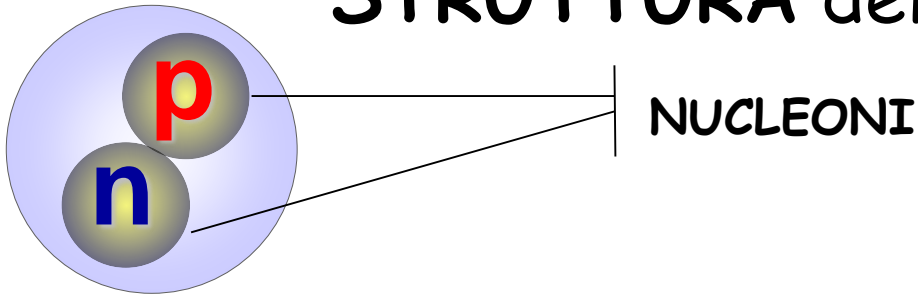
u.m.a. = 1/12 della massa dell'isotopo
12 del carbonio = $1.66 \times 10^{-24} \text{ g}$

La massa atomica relativa di un atomo di ferro è
 $(9.27 \times 10^{-23} \text{ g}) / (1.66 \times 10^{-24} \text{ g}) = 55.847 \text{ u.m.a.}$

massa atomica = peso atomico

il peso atomico del ferro è 55.847

STRUTTURA del NUCLEO atomico



Numero atomico (Z) = numero dei PROTONI

(= al numero degli elettroni essendo l'atomo una particella neutra)

Z identifica chimicamente l'atomo poichè il comportamento chimico dipende dal numero di elettroni ed in particolare da quelli più esterni

**Numero di massa (A) = numero totale di nucleoni
presenti nel nucleo**

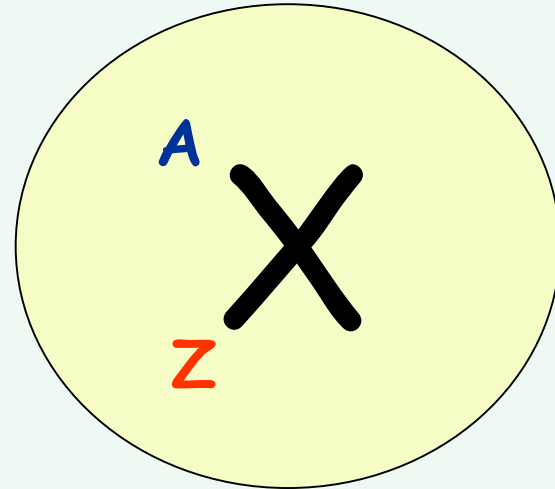
PROTONI (Z) + NEUTRONI

CARTA d'IDENTITA' di un ATOMO

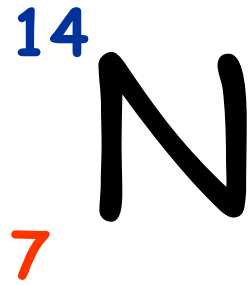
NUCLIDE = specie atomica definita in modo univoco da un **numero atomico** e da un **numero di massa**

Per identificare un nuclide occorre specificare:

- simbolo dell'elemento
- **Z** (in basso a sinistra)
- **A** (in alto a sinistra)



NUCLIDI e ISOTOPI



$$A=14$$

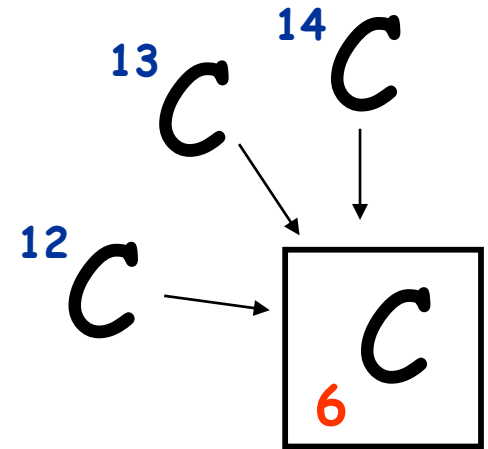
$$Z=7$$

$$A-Z=7$$

} 7 p⁺, 7 e⁻, 7 n

Isotopi

Nuclidi di uno stesso elemento (con **uguale** numero atomico **Z**) aventi **diverso numero di massa A**



Isobari

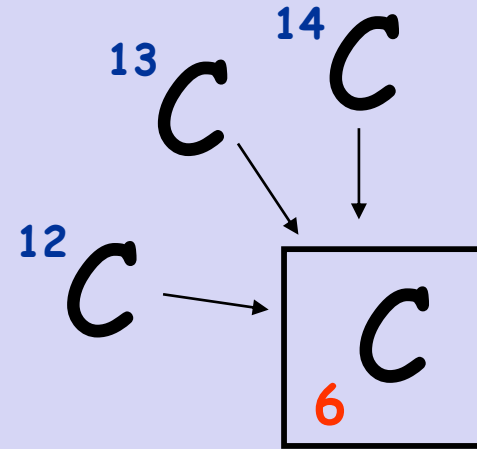
Nuclidi con **diverso numero atomico Z** ma con **uguale numero di massa A**



NUCLIDI e ISOTOPI

Le proprietà chimico-fisiche dipendono dal numero di elettroni (e quindi da Z)

Diversi isotopi di uno stesso elemento hanno uguali proprietà chimiche e chimico-fisiche

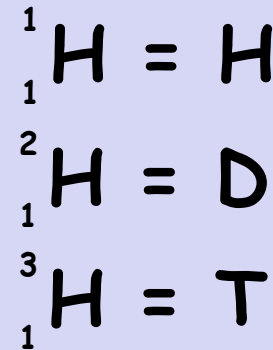


ECCEZIONE:

H_2 p.f. 13,96 K p.e. 20,4 K

D_2 p.f. 18,73 K p.e. 23,7 K

T_2 p.f. 20,62 K p.e. 525,0 K



NUCLIDI e ISOTOPI

Gli elementi in natura, pur essendo costituiti da atomi uguali tra loro per numero atomico (Z), possono essere costituiti da miscele di isotopi presenti in proporzioni variabili e con composizione costante. Il rapporto tra il numero di atomi di quell'isotopo e il numero di tutti gli atomi di quell'elemento, in natura si definisce abbondanza isotopica.

TABLE 8.1. Common elements and their naturally occurring isotopic relative abundance values

| Element | Isotope | Mass ^a | Natural abundance (%) ^b |
|---------------|------------------|-------------------|------------------------------------|
| Hydrogen, H | ¹ H | 1.007 825 035 | 99.985 |
| | ² H | 2.014 101 779 | 0.015 |
| Carbon, C | ¹² C | 12.000 000 000 | 98.90 |
| | ¹³ C | 13.003 354 826 | 1.10 |
| Nitrogen, N | ¹⁴ N | 14.003 074 002 | 99.63 |
| | ¹⁵ N | 15.000 108 97 | 0.37 |
| Oxygen, O | ¹⁶ O | 15.994 914 63 | 99.76 |
| | ¹⁷ O | 16.999 131 2 | 0.04 |
| | ¹⁸ O | 17.999 160 3 | 0.200 |
| Fluorine, F | ¹⁹ F | 18.998 403 22 | 100 |
| Sodium, Na | ²³ Na | 22.989 767 7 | 100 |
| Silicon, Si | ²⁸ Si | 27.976 927 1 | 92.23 |
| | ²⁹ Si | 28.976 494 9 | 4.67 |
| | ³⁰ Si | 29.973 770 1 | 3.10 |
| Phosphorus, P | ³¹ P | 30.973 762 0 | 100 |
| Sulfur, S | ³² S | 31.972 070 698 | 95.02 |
| | ³³ S | 32.971 458 428 | 0.75 |
| | ³⁴ S | 33.967 866 650 | 4.21 |
| | ³⁶ S | 35.967 080 620 | 0.02 |
| | ³⁵ Cl | 34.968 852 728 | 75.77 |
| Chlorine, Cl | ³⁷ Cl | 36.965 902 619 | 24.23 |
| | ³⁹ K | 38.963 707 4 | 93.2581 |
| Potassium, K | ⁴⁰ K | 39.963 999 2 | 0.012 |
| | ⁴¹ K | 40.961 825 4 | 6.7302 |
| Bromine, Br | ⁷⁹ Br | 78.918 336 1 | 50.69 |
| | ⁸¹ Br | 80.916 289 | 49.31 |
| Iodine, I | ¹²⁷ I | 126.904 473 | 100 |

Adapted from Burlingame and Carr (1996).

^a Wapstra et al. (1985). Standard errors are omitted from the present table.

^b Weast et al. (1989).

Gli isotopi del Calcio

| Z | N | A | simbolo |
|----|----|----|-------------------------|
| 20 | 20 | 40 | ${}_{20}^{40}\text{Ca}$ |
| 20 | 22 | 42 | ${}_{20}^{42}\text{Ca}$ |
| 20 | 23 | 43 | ${}_{20}^{43}\text{Ca}$ |
| 20 | 24 | 44 | ${}_{20}^{44}\text{Ca}$ |
| 20 | 25 | 45 | ${}_{20}^{45}\text{Ca}$ |
| 20 | 26 | 46 | ${}_{20}^{46}\text{Ca}$ |
| 20 | 28 | 48 | ${}_{20}^{48}\text{Ca}$ |

Gli isotopi del calcio hanno tutti lo stesso **numero atomico Z** ma differiscono per il **numero di neutroni N** contenuti nel nucleo. Di conseguenza, il **numero di massa atomica A** (cioè il numero di nucleoni complessivo) è diverso.

Gli isotopi dell'idrogeno

idrogeno

${}^1\text{H}$



deuterio

${}^2\text{H}$

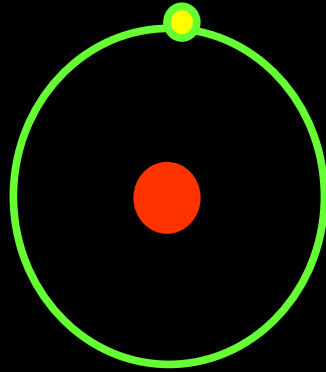


tritio

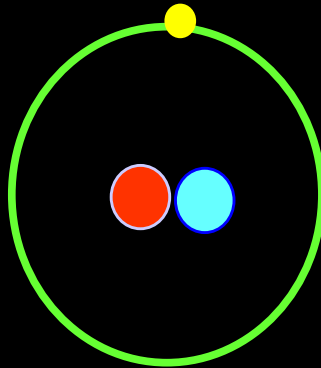
${}^3\text{H}$



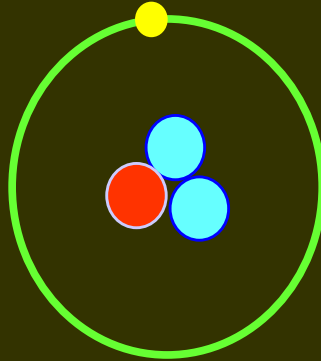
Idrogeno



Deuterio



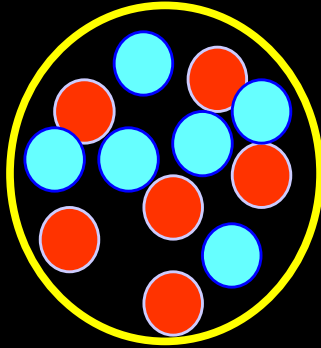
Tritio



$$Z = 1$$

Isotopi

$^{12}_6\text{C}$

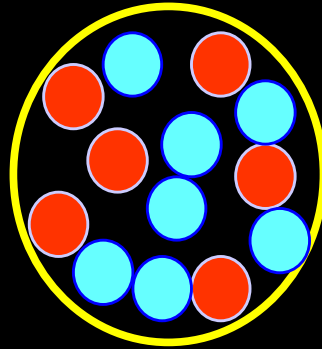


CARBONIO

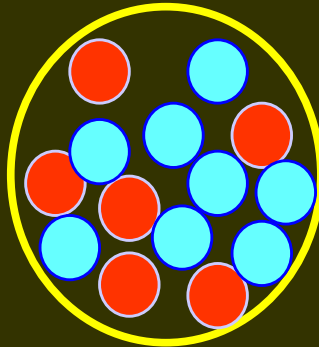
$Z = 6$

Isotopi

$^{13}_6\text{C}$



$^{14}_6\text{C}$



NUCLIDI e ISOTOPI

Gli elementi in natura sono costituiti da una miscela di isotopi con composizione costante

TABLE 8.1. Common elements and their naturally occurring isotopic relative abundance values

| Element | Isotope | Mass ^a | Natural abundance (%) ^b |
|---------------|------------------|-------------------|------------------------------------|
| Hydrogen, H | ¹ H | 1.007 825 035 | 99.985 |
| | ² H | 2.014 101 779 | 0.015 |
| Carbon, C | ¹² C | 12.000 000 000 | 98.90 |
| | ¹³ C | 13.003 354 826 | 1.10 |
| Nitrogen, N | ¹⁴ N | 14.003 074 002 | 99.63 |
| | ¹⁵ N | 15.000 108 97 | 0.37 |
| Oxygen, O | ¹⁶ O | 15.994 914 63 | 99.76 |
| | ¹⁷ O | 16.999 131 2 | 0.04 |
| | ¹⁸ O | 17.999 160 3 | 0.200 |
| Fluorine, F | ¹⁹ F | 18.998 403 22 | 100 |
| Sodium, Na | ²³ Na | 22.989 767 7 | 100 |
| Silicon, Si | ²⁸ Si | 27.976 927 1 | 92.23 |
| | ²⁹ Si | 28.976 494 9 | 4.67 |
| | ³⁰ Si | 29.973 770 1 | 3.10 |
| Phosphorus, P | ³¹ P | 30.973 762 0 | 100 |
| Sulfur, S | ³² S | 31.972 070 698 | 95.02 |
| | ³³ S | 32.971 458 428 | 0.75 |
| | ³⁴ S | 33.967 866 650 | 4.21 |
| | ³⁶ S | 35.967 080 620 | 0.02 |
| Chlorine, Cl | ³⁵ Cl | 34.968 852 728 | 75.77 |
| | ³⁷ Cl | 36.965 902 619 | 24.23 |
| Potassium, K | ³⁹ K | 38.963 707 4 | 93.2581 |
| | ⁴⁰ K | 39.963 999 2 | 0.012 |
| | ⁴¹ K | 40.961 825 4 | 6.7302 |
| Bromine, Br | ⁷⁹ Br | 78.918 336 1 | 50.69 |
| | ⁸¹ Br | 80.916 289 | 49.31 |
| Iodine, I | ¹²⁷ I | 126.904 473 | 100 |

Adapted from Burlingame and Carr (1996).

^a Wapstra et al. (1985). Standard errors are omitted from the present table.

^b Weast et al. (1989).

PESO ATOMICO

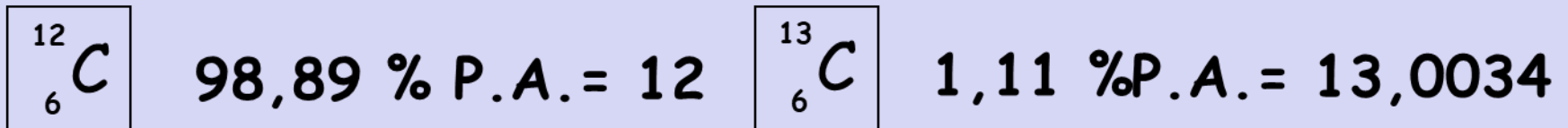
Na = sodio

peso atomico = 22,98977

La massa di un atomo di sodio corrisponde a 22,98977 la massa campione (u.m.a.).

Il Na è presente in natura sotto forma di un singolo nuclide.

In generale gli elementi si presentano costituiti da MISCELE di isotopi. Quindi nel calcolo del peso atomico naturale di un elemento si deve tenere conto sia della massa dei singoli isotopi sia della loro abbondanza relativa (media ponderata).



$$\text{P.A.}_c = \frac{12 \times 98,89 + 13,0034 \times 1,11}{100} = 12,0111$$

Massa atomica degli elementi

| | | | | | | | | |
|----------------------|---------------------|--|----------------------|---------------------|---------------------|---------------------|---------------------|---------------------|
| H 1,008 | | | | | | | | He 4,0026 |
| Li 6,939 | Be 9,0122 | | B 10,811 | C 12,0112 | N 14,0067 | O 15,9994 | F 18,9984 | Ne 20,183 |
| Na 22,9898 | Mg 24,312 | | Al 26,9815 | Si 28,086 | P 30,974 | S 32,064 | Cl 35,453 | Ar 39,948 |
| K 39,102 | Ca 40,08 | | Ga 69,72 | Ge 72,59 | As 74,922 | Se 78,96 | Br 79,909 | Kr 83,80 |
| Rb 85,47 | Sr 87,62 | | In 114,82 | Sn 118,69 | Sb 121,75 | Te 127,60 | I 126,904 | Xe 131,30 |
| Cs 132,905 | Ba 137,34 | | Tl 204,37 | Pb 207,19 | Bi 208,98 | Po 210 | At 210 | Rn 222 |

MOLE

Si definisce mole la quantità in grammi di una sostanza che contiene un **numero di Avogadro (N)** di molecole della sostanza stessa

$$N = 6.022 \times 10^{23}$$

$$N^{\circ} \text{ moli} = \frac{\text{grammi}}{\text{PM (PA)}}$$

1 mole di Cl_2 (70.906 g) contiene
un numero di Avogadro di molecole
di Cl_2

1 mole di NaCl (58.443 g) contiene
un numero di Avogadro di formule
di NaCl

MOLE

Una MOLE rappresenta quindi la quantità di un elemento (o composto) il cui peso, espresso in g, è pari al peso ATOMICO (o MOLECOLARE)

Una mole di qualsiasi sostanza contiene $6,022 \times 10^{23}$ unità elementari di quella sostanza.

Una mole di ^{12}C (P.A. 12) pesa **12 g** e contiene $6,022 \times 10^{23}$ atomi di carbonio

Una mole di H_2O (P.M. 18) pesa **18 g** e contiene $6,022 \times 10^{23}$ molecole d' H_2O

Una mole di MgCl_2 (P.F. 95) pesa **95 g** e contiene $6,022 \times 10^{23}$ formule minime di cloruro di magnesio

^{12}C P.A.= 12 g/mol

H_2O P.M.= 18 g/mol

MgCl_2 P.F.= 95 g/mol

20,183 g di Neon contengono quindi 6.022×10^{23} atomi di Neon (1 mole)

50,4575 g di Neon contengono $50,4575/20,183 = 2,5$ moli

4,0366 g di Neon contengono $4,0366/20,183 = 0,2$ moli di Neon (200 mmoli)

10 mg di Neon contengono $0,01/20,183 = 4,95 \times 10^{-4}$ moli di Neon (495 μ moli)

$P.A._{Ba} = 137,34 \text{ g/mol}$; $P.A._{Mg} = 24,312 \text{ g/mol}$; $P.A._{Na} = 22,99 \text{ g/mol}$

In 1 mg di Bario sono contenute $1 \times 10^{-3} \text{ g} / 137,34 \text{ g mol}^{-1} = 0.00728 \text{ mol} = 7,28 \text{ mmoli}$ del metallo

In 1mg di Magnesio sono contenute $1 \times 10^{-3} / 24,312 = 41,13 \text{ mmoli}$ del metallo

In 1mg di Sodio sono contenute $1 \times 10^{-3} / 22,99 = 43,49 \text{ mmoli}$ del metallo

Una quantità di 25 mmoli di Bario ha una massa di $0,025 \times 137,34 = 3,433 \text{ g}$

Calcolo del numero di MOLI

E' possibile calcolare a quante moli corrisponde una data massa di sostanza (in GRAMMI) e viceversa.

$$\text{numero di moli (n)} = \frac{\text{massa data di sostanza (g)}}{\text{massa di 1 mole di tale sostanza (g/mol)}}$$

A quante moli corrispondono **90 g** d' H_2O ?

$$n = \frac{m \text{ (g)}}{\text{P.M. (g/mol)}} = \frac{90 \text{ g}}{18 \text{ g/mol}} = 5 \text{ mol}$$

Una **MOLE** di sostanza
corrisponde a:

Una **MASSA** in g pari
al p.a., PM, PF di una
sostanza

Un **VOLUME** in L pari
a 22.414 di sostanza
gassosa in condizioni
normali

Un **NUMERO** di entità
elementari di sostanza
pari a 6.022×10^{23}

c.n.

0°C 1 atm