



Corso di Laurea in
Biotechnologie

**Chimica
Generale
Fondamenti di Chimica**

Dr. Enrico Boccaleri

Chimica Generale

Enrico Boccaleri

Facoltà di Scienze M. F. N.

Alessandria

Tel. 0131/360264

Fax. 0131/360250

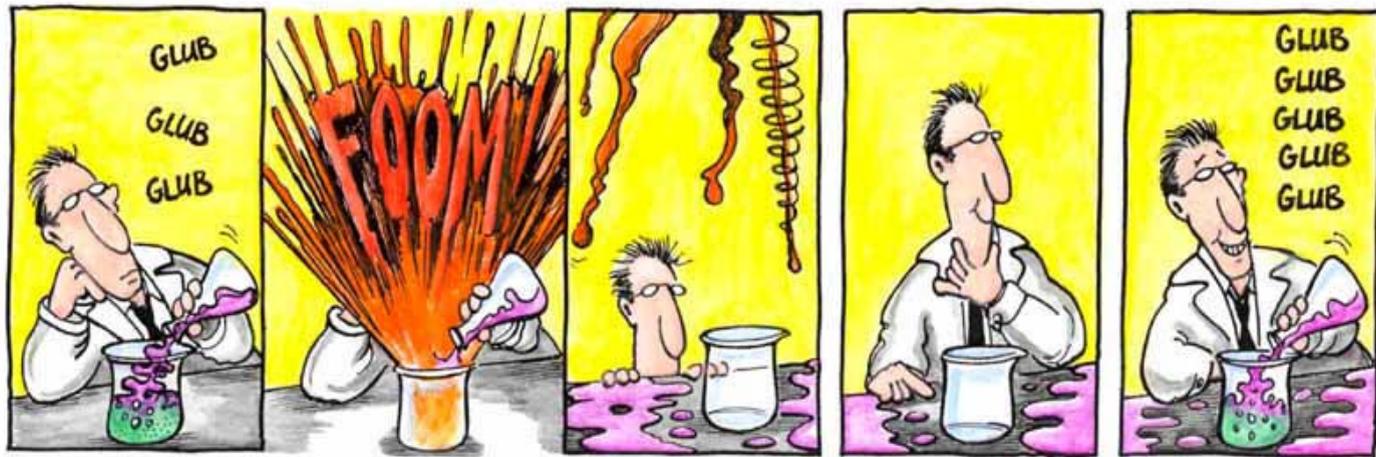
E-mail enrico.boccaleri@mfn.unipmn.it

Testi consigliati

1. Kotz, Treichel, Townsend, "Chimica", EdiSES, 2009
2. P. Atkins, L Jones, "Principi di Chimica" Zanichelli (Bo) Ediz. 2002
3. M. Schiavello, L. Palmisano, " Fondamenti di Chimica " EdiSES (Na) Ediz. 2007
4. K.G. Whitten, R.E. Davis, M.L. Peck, G.G. Stanley. "Chimica Generale", Piccin Padova 2004;
5. R.H. Petrucci, W.S. Harwood, F.G. Herring. "Chimica Generale", Piccin Padova 1995;
6. W.L. Masterton. "Chimica. Principi e Reazioni", Piccin Padova 2004;
7. Amend, Mundy, Arnold. "Chimica Generale, Organica e Biologica" Piccin Padova 1995

Chimica

È lo studio della **materia** nella sua **natura**,
nella sua **composizione** e nelle sue
trasformazioni.



Scienza "centrale"

- ◆ Proprietà dei materiali
- ◆ Meccanismi biochimici
- ◆ Ingegnerizzazione di molecole (es. farmaci)
- ◆ Aspetti energetici
- ◆ Aspetti ambientali

Chimica

È lo studio della **materia** nella sua **natura**,
nella sua **composizione** e nelle sue
trasformazioni.



- ✓ La **struttura** della materia
- ✓ La **composizione** delle sostanze
- ✓ Le **proprietà** delle sostanze

"è ciò che costituisce l'Universo: ogni cosa che occupa spazio ed ha massa"



In pratica...

- ✓ **Struttura** = disposizione dei "mattoni" nello spazio
- ✓ **Composizione** = tipo e numero di "mattoni"
- ✓ **Proprietà** = trasformazione degli aggregati e della disposizione dei gruppi di "mattoni"

La materia in natura

- ◆ Il grado di complessità compositiva della materia dipende dal grado di dettaglio con cui la osserviamo
 - Composizione % del corpo umano
 - struttura gerarchica dell'organismo
 - Composizione degli organelli cellulari
 - Aspetti compositivi delle proteine/enzimi/membrane etc...

Sostanze

- ◆ **sostanze pure: hanno composizione fissa e proprietà distinte**
- ◆ **Miscela: sistemi contenenti diverse componenti disperse una nell'altra con un grado di dispersione più o meno fine**
 - **Eterogenee: sospensioni (sabbia in acqua), emulsioni (olio in acqua), aerosol (nebbia, nuvole)**
 - **Omogenee: soluzioni (aria, acqua salata, acqua dolce)**

Classificazione della materia

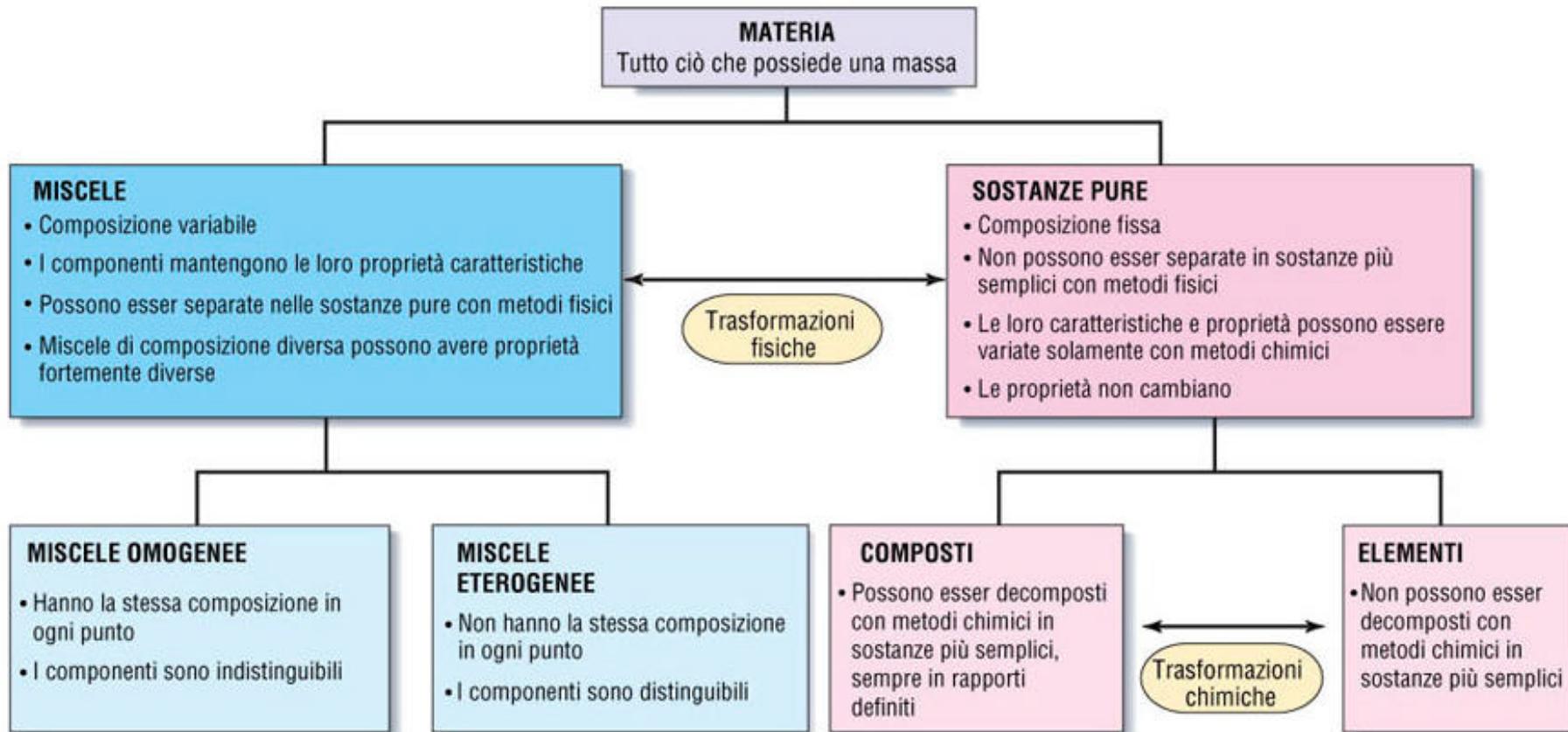


Figura 1-7 Schema di classificazione della materia. Le frecce indicano dei metodi generali mediante i quali la materia può esser separata.

Struttura

Sostanze

Molecola: è la più piccola struttura in cui si può suddividere un composto, tale da conservare le proprietà del composto stesso

Atomo: è il più semplice aggregato fisico che conserva integre le proprietà caratteristiche dell'elemento di appartenenza

Composto

Elemento

Elementi

- ◆ sono le sostanze di base di cui tutta la materia è composta
- ◆ hanno nomi comuni e la loro abbreviazione (simbolo chimico) consiste in una o due lettere, di cui la prima maiuscola.
- ◆ non possono essere decomposti con mezzi chimici in sostanze più semplici
- ◆ Alcuni esempi:
 - Al (Alluminio), Fe (Ferro), Si (Silicio) etc...

Composti

- ◆ risultano dall'unione chimica di due o più elementi in proporzioni definite
- ◆ possono essere decomposti in sostanze più semplici.

elemento

carbonio

C

composto

biossido di carbonio



Atomi e molecole

Si possono identificare i rapporti definiti tra gli elementi in una molecola (ad es. l'etanolo), esprimendo una formula:



La molecola è costituita da 2 atomi dell'elemento C, 6 atomi dell'elemento H e 1 atomo dell'elemento O

Questa scrittura prende il nome di formula bruta (o grezza)

Materia e Chimica

Elementi

Legame

Composti

**Atomi tutti
dello stesso
tipo**

**Più atomi aggregati in
rapporti ben precisi,
fissi ed interi**

In Natura, gli elementi possono esistere in semplice forma atomica (He, Ne, Ar ...), oppure in forma di **composti elementari** (O₂, N₂, S₈, grafite ...)

I composti, a loro volta, sono suddivisi in **composti elementari** e **composti eteroatomici** (H₂O, NH₃, NaCl, C₂H₆O, ...)



Charles Steele

solido:

- ha volume e forma propria.
- non può essere compresso in maniera apprezzabile.

liquido:

- non ha forma specifica, ma assume quella del suo contenitore
- non può essere compresso in maniera apprezzabile

gas o vapore:

- non ha volume e forma proprie, ma assume quelle del suo contenitore
- può essere compresso o espanso per occupare un differente volume.

La materia: forma...

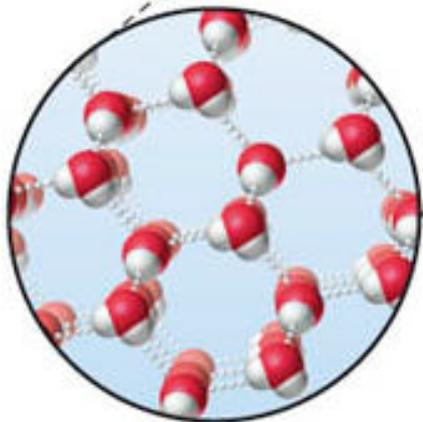
Chimica e Fisica

- ✓ La materia non si può creare né distruggere ma solo trasformare
- ✓ **Trasformazioni fisiche:** non modificano la natura chimica del composto, né la sua composizione ($\text{H}_2\text{O}(\text{l}) \rightarrow \text{H}_2\text{O}(\text{g})$)
- ✓ **Trasformazioni chimiche:** modificano la natura chimica del composto o la composizione del sistema ($\text{H}^+ + \text{OH}^- \rightarrow \text{H}_2\text{O}$) → **REAZIONI CHIMICHE**

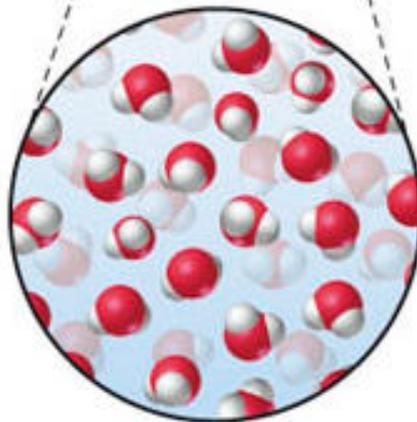
Trasformazioni fisiche di un composto

Passaggi di stato

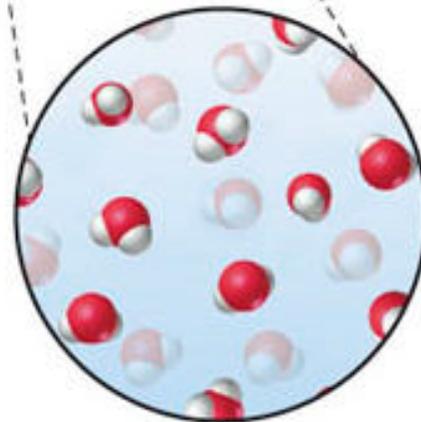
- ✓ Fusione/solidificazione: da solido a liquido e viceversa
- ✓ Evaporazione/condensazione: da liquido a gas e viceversa
- ✓ Sublimazione/brinatura: da solido a gas e viceversa



(a)



(b)



(c)

Trasformazioni chimiche: le Reazioni



- ✓ A, B e C hanno natura chimica e proprietà fisiche differenti
- ✓ Gli elementi che costituiscono A e B si sono "riarrangiati" in C
- ✓ Sono coinvolti aspetti energetici (per avvenire, le reazioni svolgono o richiedono calore)

Un po' di storia..

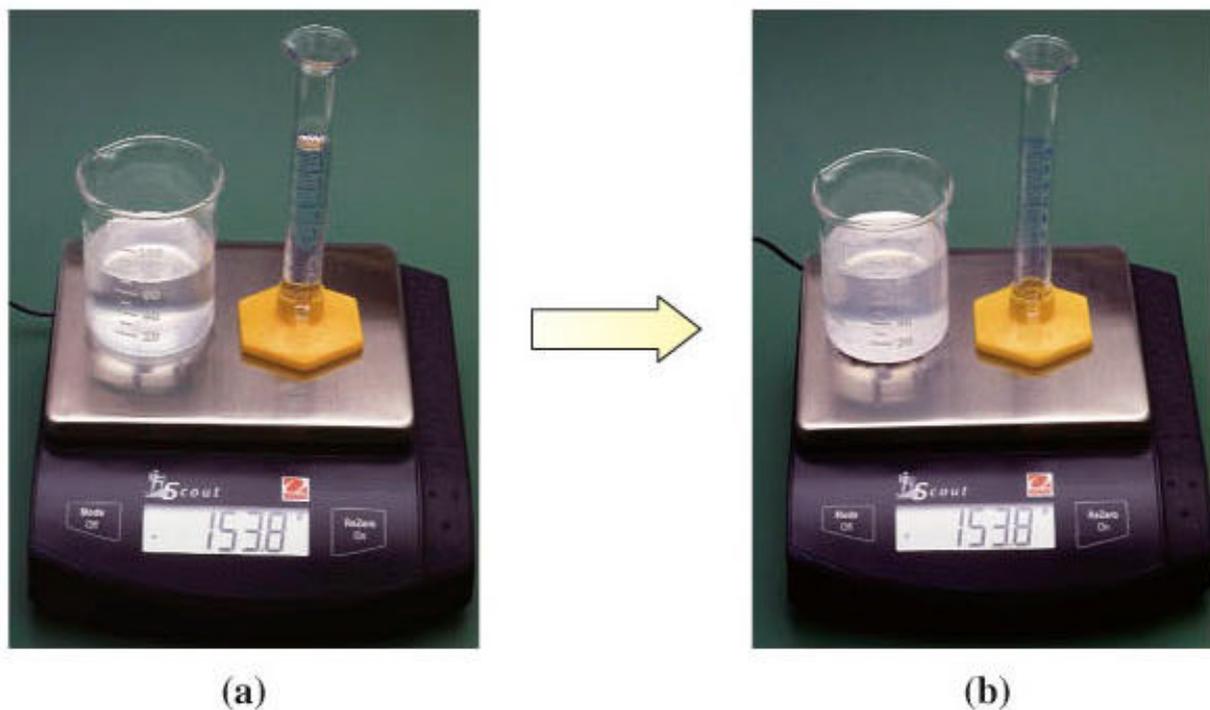
TEORIA ATOMICA ("atomo" dal greco "atomos" = *indivisibile*)

Problema: E' possibile suddividere la materia in porzioni sempre più piccole, oppure essa è costituita da particelle non ulteriormente divisibili?

Platone e Aristotele: *la materia ha carattere continuo*

Democrito: *la materia è composta da particelle fondamentali indivisibili.*

Esperimento



▲ FIGURA 2.2 La massa si conserva nel corso di una reazione chimica

(a) Prima della reazione, un bicchiere con la soluzione di cloruro sodico ed un cilindro graduato con la soluzione di nitrato d'argento sono collocati su di una bilancia a piatto singolo, che mostra la massa totale. (b) Quando si mescolano le soluzioni si ha una reazione che forma cloruro d'argento (il precipitato bianco) ed una soluzione di sodio nitrato. Si nota che la massa totale resta immutata.

Gli esperimenti di Lavoisier e Proust

legge della conservazione di massa (Legge di Lavoisier):
la massa totale della materia dopo una reazione chimica è uguale alla massa totale prima della reazione

Esperimento

Dovunque preleviamo dell'acqua da analizzare, questa risulta composta sempre da:

- H e O
 - un rapporto in massa O/H di 8
- .. in un dato composto il numero ed il tipo relativo di atomi sono costanti e sempre nello stesso rapporto ponderale (*legge delle proporzioni definite*)

Un po' di storia..



John Dalton

◆ Teoria atomica di Dalton (1803)

◆ Ogni elemento è formato da particelle molto piccole chiamate "atomi"

◆ Tutti gli atomi di un dato elemento sono identici; **atomi di differenti elementi sono differenti ed hanno differenti proprietà (comprese differenti masse)**

◆ **Gli atomi di un elemento non possono essere trasformati in atomi di un altro elemento** per reazione chimica

◆ I composti si formano quando atomi di più di un elemento si combinano; un dato composto ha lo stesso numero relativo e tipo di atomi.

Esperimento

**Nel monossido di carbonio per 12 g di C
si ritrovano 16 g di O**

**Nel biossido di carbonio per 12 g di C
si ritrovano 32 g di O**

**La quantità di O, relativa alla stessa quantità di C,
presenta per i due composti un rapporto di 1:2**

Legge delle proporzioni multiple (Dalton)

se due elementi possono combinarsi per formare più di un composto, il rapporto tra le loro masse relative può essere rappresentato da numeri interi caratteristici (formule chimiche) (*legge delle proporzioni multiple*)



Le molecole CO e CO₂ illustrano la legge delle proporzioni multiple

Sono mostrati i due ossidi di carbonio formati dalla combinazione di carbonio ed ossigeno.

Questi composti illustrano la legge delle proporzioni multiple perché le masse dell'ossigeno nei due composti, relativamente ad una massa fissa di carbonio, stanno tra loro come numeri interi piccoli.

Alla scoperta dell'atomo



1885

William Crookes ideò una serie di esperimenti con tubi sotto vuoto che evidenziano l'esistenza dei raggi catodici. Sono fasci di particelle che vengono generati da una piastra carica negativamente (catodo).

1897

Joseph John Thomson (Premio Nobel per la Fisica 1906) scopre che i fasci catodici sono parte della struttura dell'atomo e sono particelle cariche negativamente ⇒ **elettroni.**

Negli stessi anni

Millikan (Premio Nobel per la Fisica 1906) realizza un esperimento che permette di calcolare la carica (in realtà il rapporto carica/massa) dell'elettrone.

Rivelazione di elettroni

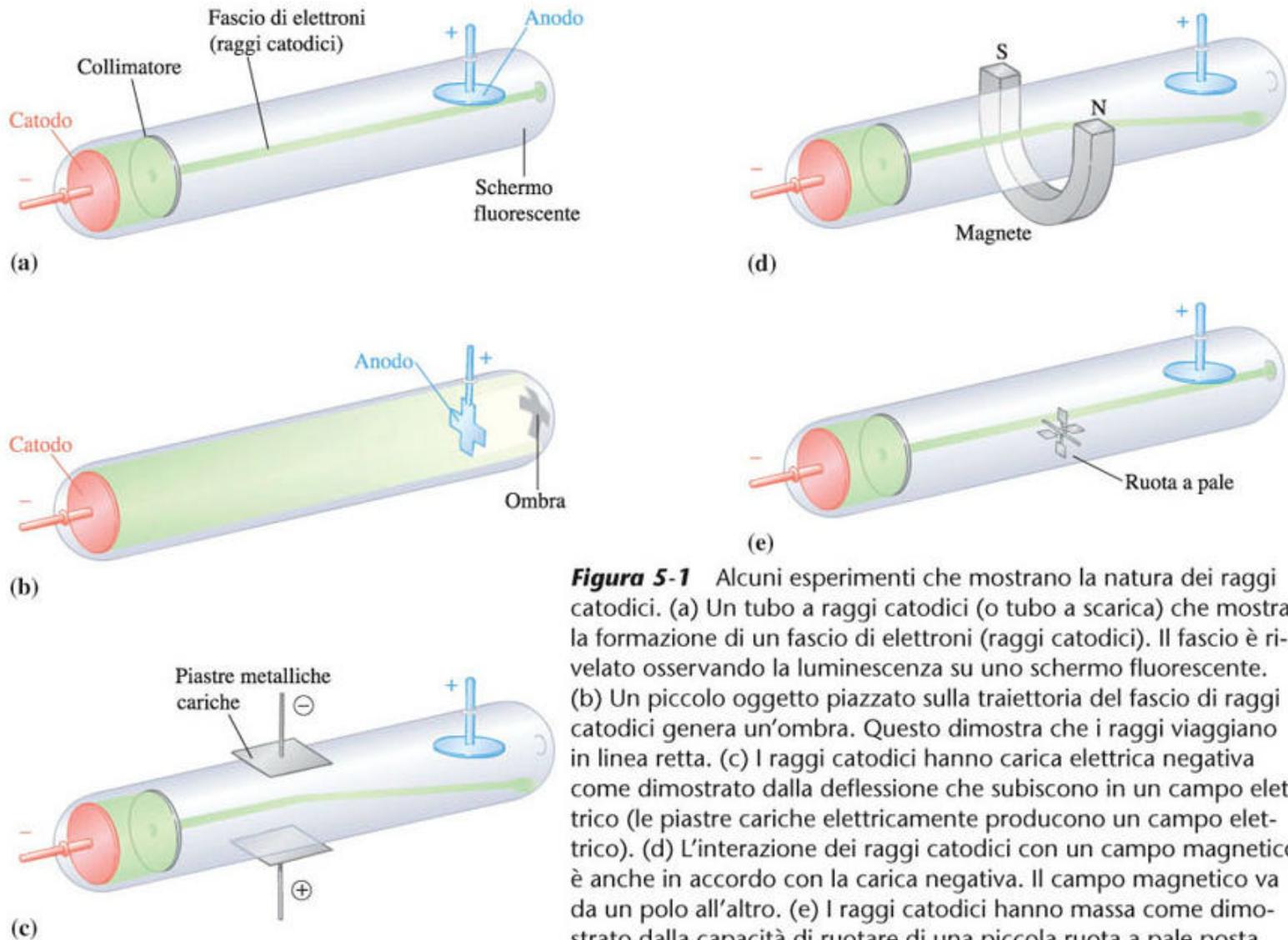


Figura 5-1 Alcuni esperimenti che mostrano la natura dei raggi catodici. (a) Un tubo a raggi catodici (o tubo a scarica) che mostra la formazione di un fascio di elettroni (raggi catodici). Il fascio è rivelato osservando la luminescenza su uno schermo fluorescente. (b) Un piccolo oggetto piazzato sulla traiettoria del fascio di raggi catodici genera un'ombra. Questo dimostra che i raggi viaggiano in linea retta. (c) I raggi catodici hanno carica elettrica negativa come dimostrato dalla deflessione che subiscono in un campo elettrico (le piastre cariche elettricamente producono un campo elettrico). (d) L'interazione dei raggi catodici con un campo magnetico è anche in accordo con la carica negativa. Il campo magnetico va da un polo all'altro. (e) I raggi catodici hanno massa come dimostrato dalla capacità di ruotare di una piccola ruota a pale posta lungo il loro percorso.

La carica dell'elettrone

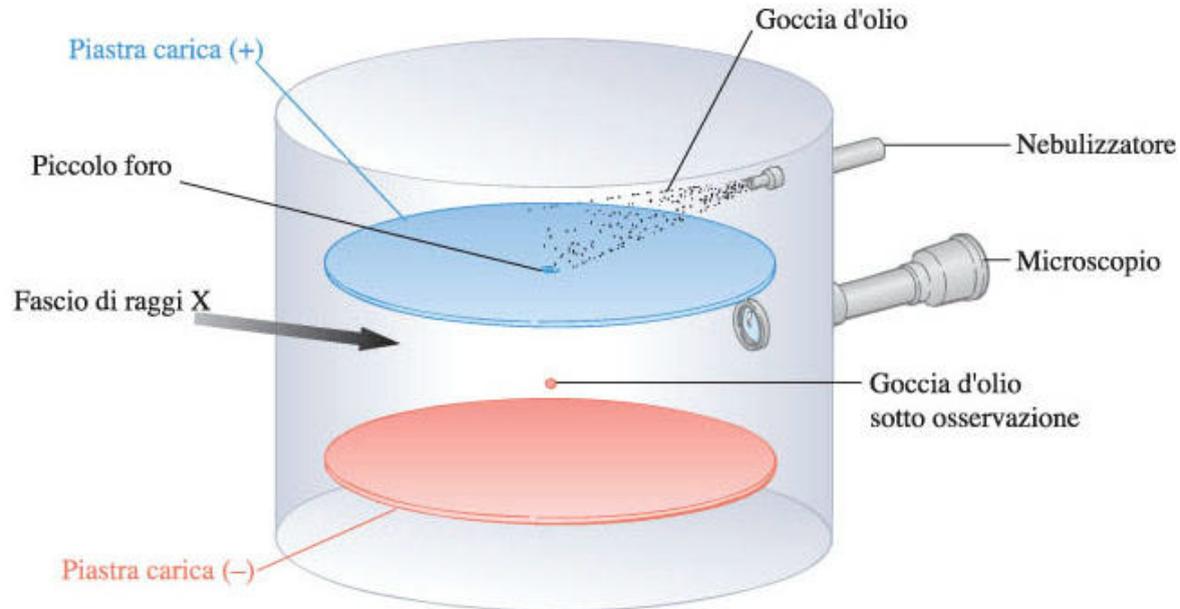


Figura 5-2 L'esperimento delle gocce d'olio di Millikan. Minuscole gocce d'olio sono prodotte da un nebulizzatore. La massa delle gocce può essere calcolata dal loro volume (ottenuto dalla misura al microscopio del raggio della goccia) nota la densità dell'olio. Alcune gocce cadono attraverso il foro presente nella piastra superiore. Irradiando con raggi X, parte di esse si carica negativamente. Se si aumenta la differenza di potenziale tra le piastre, la velocità di caduta delle gocce diminuisce, in quanto esse vengono attratte dalla piastra superiore (a carica positiva) e respinte da quella inferiore (a carica negativa). Ad un determinato valore di differenza di potenziale la forza elettrica (verso l'alto) e la forza di gravità (verso il basso) che agiscono sulla goccia, si bilanciano esattamente e la goccia rimane ferma in un dato punto. Conoscendo la massa della goccia e la differenza di potenziale applicata, è possibile calcolare la carica elettrica presente sulla goccia.

Elettroni e ioni positivi

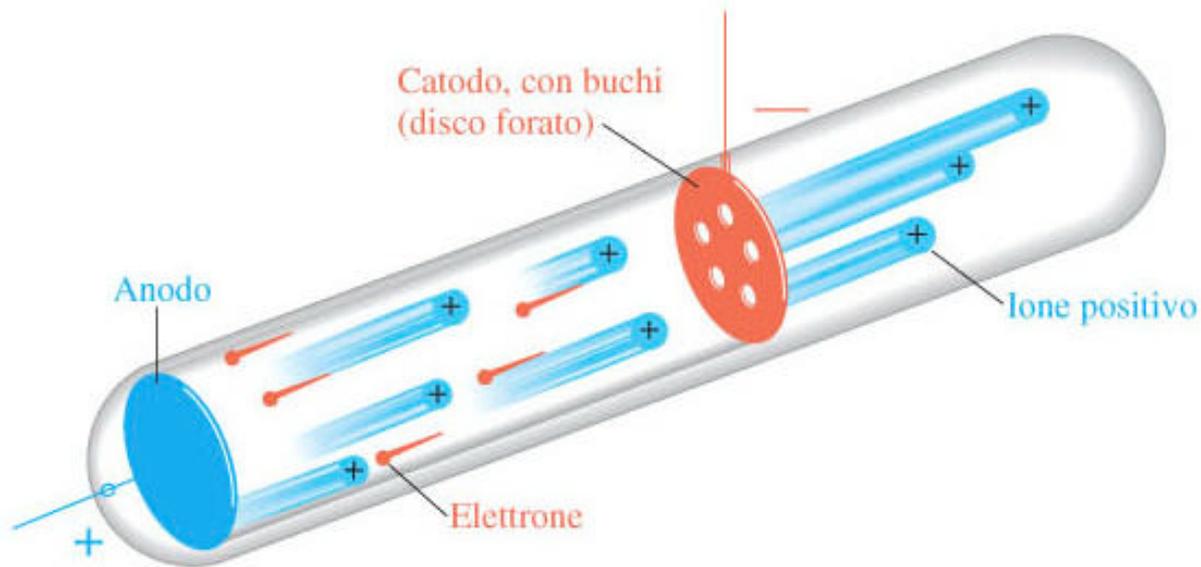


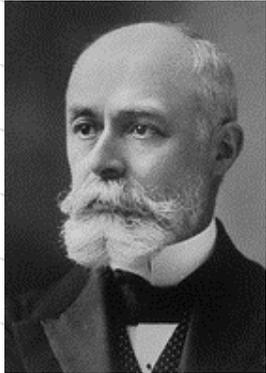
Figura 5-3 Un tubo a raggi catodici con il catodo perforato. Un tubo simile è stato usato per produrre raggi canali e dimostrare che sono attratti verso il catodo. Come i raggi catodici, anche questi raggi *positivi* sono deflessi da campi elettrici e magnetici, ma in direzione opposta rispetto ai raggi catodici (fascio elettronico). I raggi canali hanno il rapporto e/m notevolmente più piccolo rispetto agli elettroni in quanto la loro massa è molto più grande. Quando sono presenti nel tubo elementi diversi, si osservano ioni positivi distinti, ciascuno con un suo particolare rapporto e/m .

Alla scoperta dell'atomo



1895

Wilhelm Roentgen (Premio Nobel per la Fisica 1901) scopre che quando degli elettroni colpiscono certi materiali vengono emesse delle radiazioni elettromagnetiche estremamente energetiche, dette "raggi X".



1896

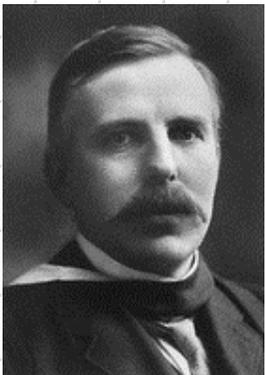
Henri Becquerel (Premio Nobel per la Fisica 1903) scopre che minerali contenenti uranio producono radiazioni X.

Alla scoperta dell'atomo



1898

Pierre e Marie Curie (Premi Nobel per la Fisica 1903) riuscirono ad isolare le componenti radioattive nei minerali a base di uranio.



1898

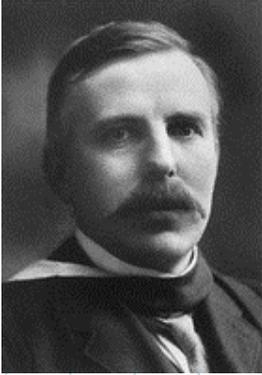
Ernest Rutherford (Premio Nobel per la Chimica 1908) scopre che le sorgenti radioattive possono emettere tre tipi di radiazioni:

raggi a: particelle cariche positivamente

raggi b: elettroni ad alta velocità

raggi g: radiazioni elettromagnetiche

Alla scoperta dell'atomo



1919

Ernest Rutherford scopre la particella positiva del nucleo, il **protone**



1932

James Chadwick (Premio Nobel per la Fisica 1935) scopre la particella neutra del nucleo, il **neutrone**

Riassumendo:

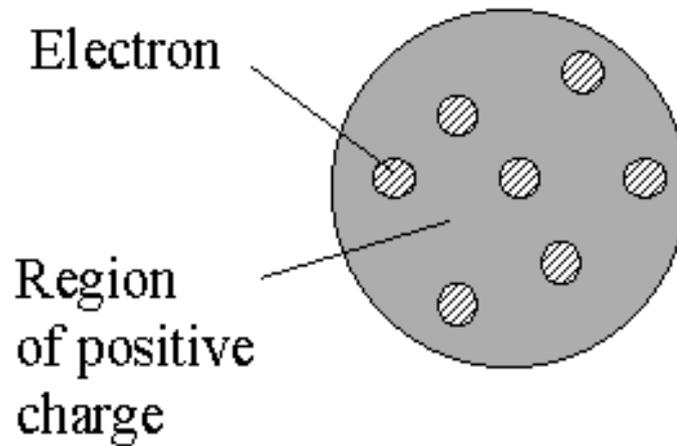
A questo punto l'atomo:

- E' elettricamente neutro
- deve contenere particelle cariche **negativamente**
- particelle cariche **positivamente**
- Particelle **neutre**

I costituenti dell'atomo

particella	massa	carica
protone (+)	$1,67 * 10^{-27}$ kg	$1,6 * 10^{-19}$ C
elettrone (-)	$9,1 * 10^{-31}$ kg	$1,6 * 10^{-19}$ C
neutrone	$1,67 * 10^{-27}$ kg	0

Modello atomico di Thomson (1900)



J.J. Thomson
“plum pudding”
atomic model

Il nucleo contiene elettroni dispersi in una
“massa” a carica positiva

Deflessione di particelle α

Esperimento di Rutherford

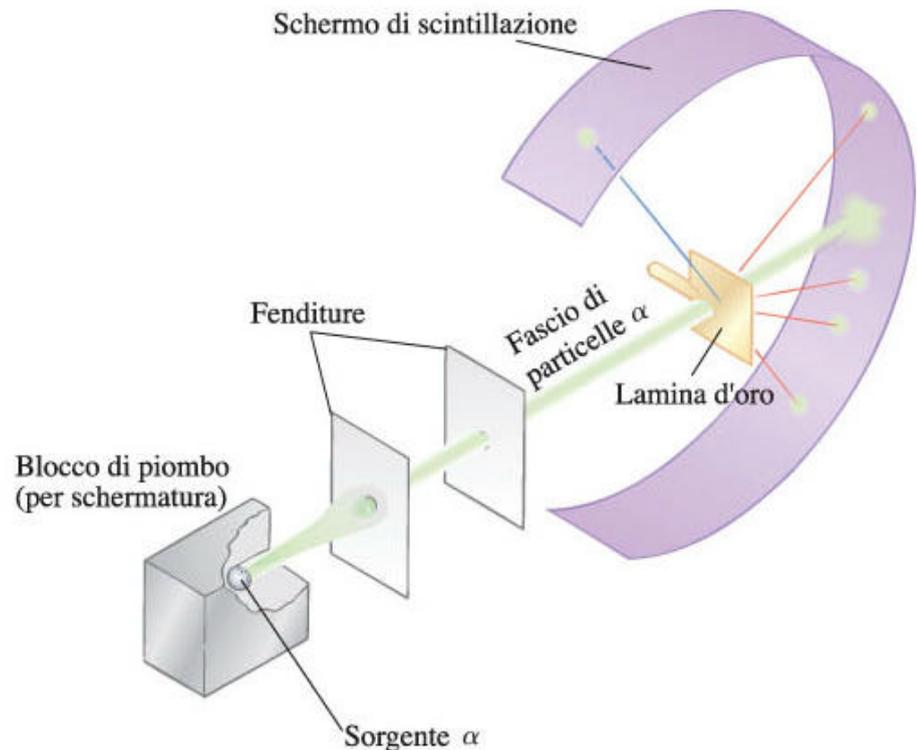
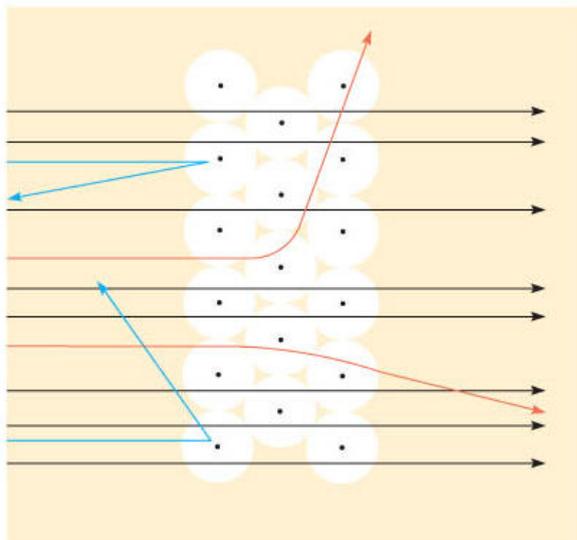
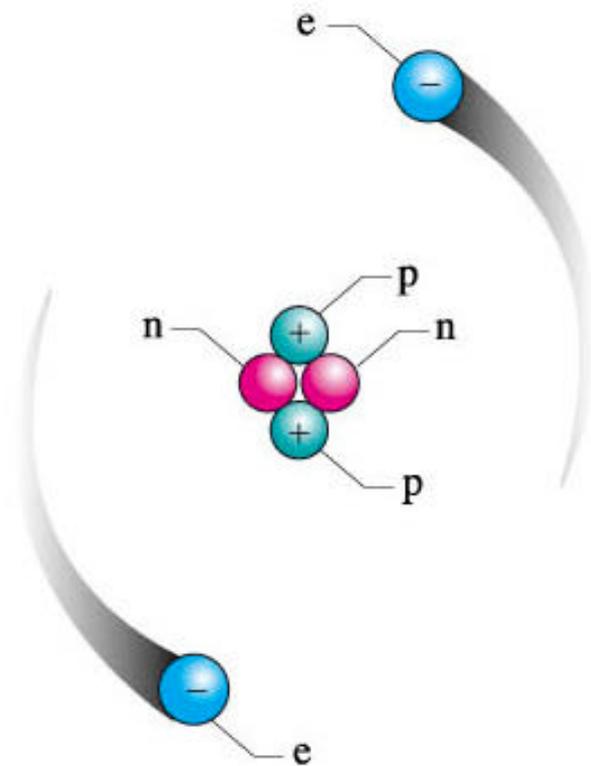
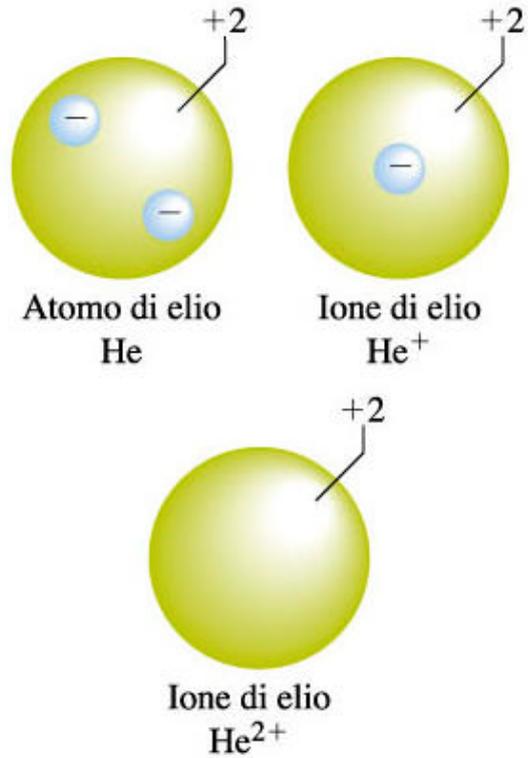


Figura 5-4 L'esperimento di Rutherford. Una sottile lamina di oro è colpita da un fascio di particelle α prodotte da una sorgente radioattiva. La maggior parte di queste passa dritta attraverso la lamina. Molte sono deflesse secondo piccoli angoli (rosso). Tali deviazioni sorpresero i ricercatori, ma totalmente inatteso fu scoprire che lo 0.001% delle particelle α veniva deviato secondo angoli acuti (blu). Risultati simili furono osservati usando fogli di altri metalli.

Modello atomico di Rutherford (1910)

- ◆ la maggior parte della massa dell'atomo, e **tutta la sua carica positiva**, risiedono in una piccolissima e densa regione centrale dell'atomo (*nucleo*)
- ◆ la maggior parte del volume è **uno spazio vuoto** dentro il quale gli elettroni (di carica negativa) si muovono attorno al nucleo

Nel giro di 10 anni...



La dimensione dell'atomo

Approssimando la sua forma a quella di una (invisibile!!!) sfera, l'atomo ha un diametro di:

0,0000000001 metri (!!!)

Il nucleo, rispetto a tutto l'atomo, è ancora 10000 volte più piccolo (10^{-14} m)

Le sue dimensioni, a seconda degli elementi considerati, oscillano tra i 40 e i 350 pm

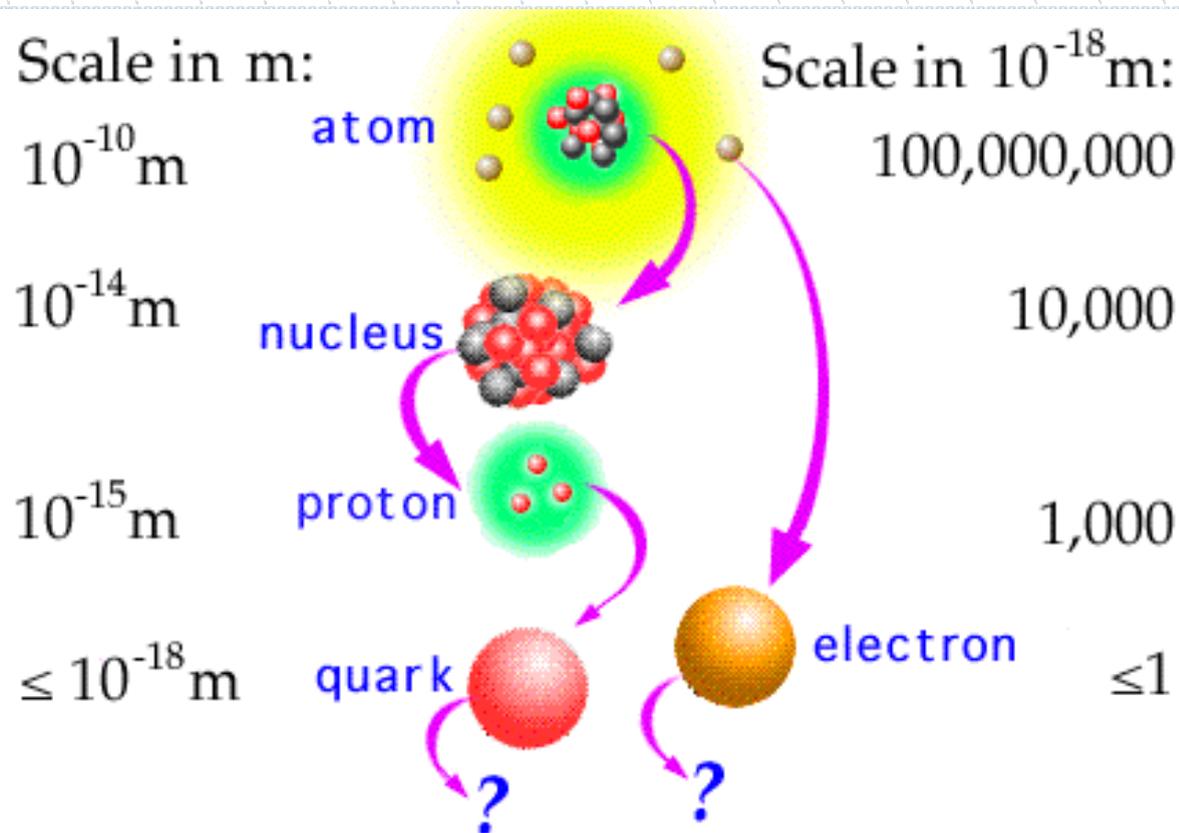
1 nm = 0,000000001 m ($1 \cdot 10^{-9}$ m)

1 pm = 0,000000000001 m ($1 \cdot 10^{-12}$ m)

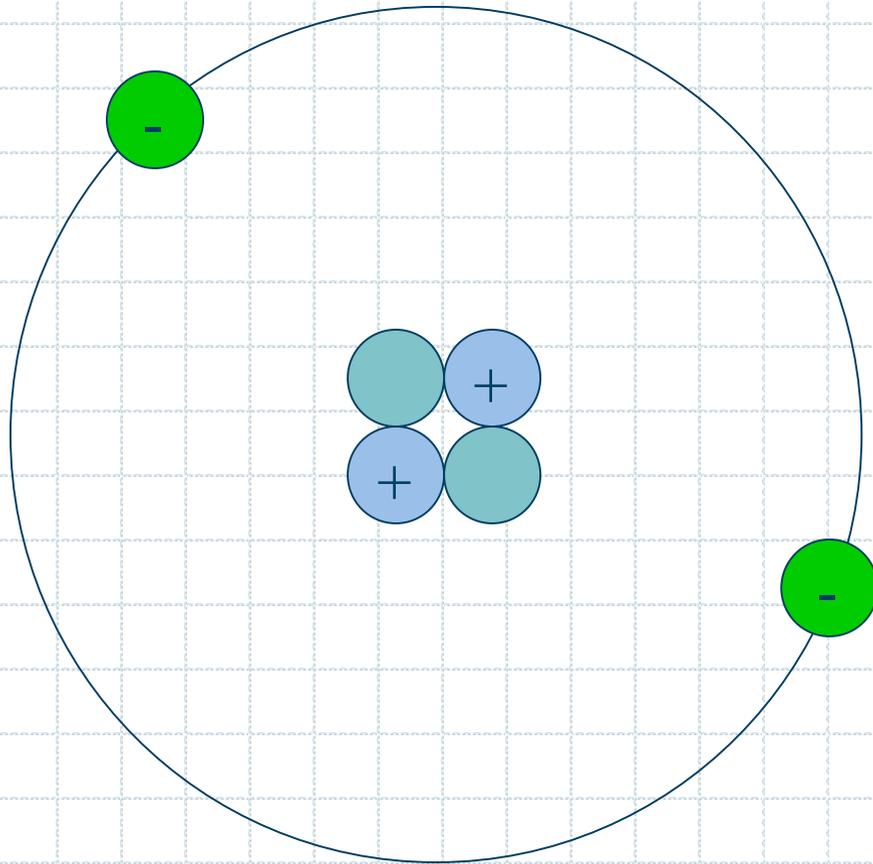
Per le scale atomiche è utilizzato l'Ångstrom (Å)

1 Å = 0,0000000001 m ($1 \cdot 10^{-10}$ m)

La dimensione dell'atomo



Struttura dell'atomo



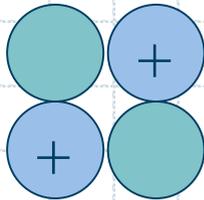
L'atomo è:

- ✓ Praticamente vuoto
- ✓ Costituito da un nucleo interno carico positivamente (protoni e neutroni) e da una nube esterna carica negativamente (elettroni)
- ✓ Elettricamente neutro ($p^+ = e^-$)

Il Nucleo

E' composto da:

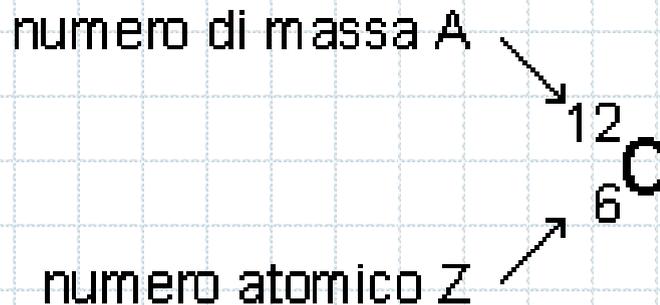
- ✓ Protoni (p): particelle con carica + (n° atomico Z)
- ✓ Neutroni (n): particelle neutre (la "colla stabilizzante")
- ✓ Protoni e neutroni (nucleoni) sono a loro volta costituiti da altre particelle (quark)
- ✓ Il n° di n e p è caratteristico per ogni elemento
- ✓ E' il responsabile della massa dell'atomo (somma $n + p$, n° di massa A)



Numero Atomico e Numero di Massa

Il **numero atomico** (Z) indica il numero di protoni presenti nel nucleo

Il **numero di massa** (A) è dato dalla somma del numero di protoni e del numero di neutroni (n° di nucleoni)



Isotopi di un elemento

Gli **isotopi** sono atomi "gemelli" che possiedono lo stesso numero di protoni ma diverso numero di neutroni, quindi hanno stesso numero atomico Z , ma diverso numero di massa A

**^{12}C = atomo
con 6 protoni
e 6 neutroni**

**^{13}C = atomo
con 6 protoni
e 7 neutroni**

**^{14}C = atomo
con 6 protoni
e 8 neutroni**

Gli isotopi per un dato elemento hanno in genere abbondanze naturali assai diverse

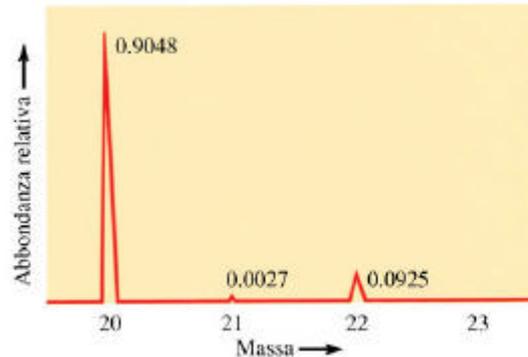
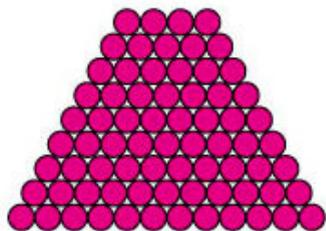


Figura 5-9 Spettro di massa del Neon (dovuto esclusivamente a ioni $+1$). Vi sono tre isotopi del Neon, dei quali il ^{20}Ne è di gran lunga il più abbondante (90,48%). La massa dell'isotopo, a cinque cifre decimali, è 19,99244 una sulla scala del ^{12}C . Il numero su ogni picco indica la frazione di tutti gli ioni Ne^+ corrispondenti all'isotopo con quella massa.

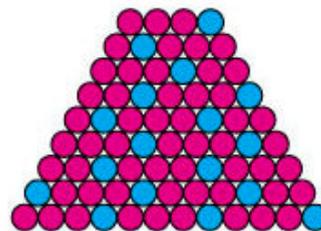
Il peso di un atomo: u.m.a.

- ◆ Esprimere la massa di un atomo o di un composto in grammi è scomodo
- ◆ La massa è principalmente dovuta ai nuclei
- ◆ **unità di massa atomica (u.m.a.) = 1/12**
massa di un $^{12}\text{C} = 1.66054 \cdot 10^{-24} \text{ g}$

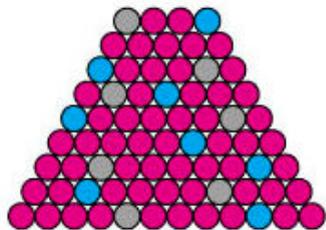
La massa atomica media



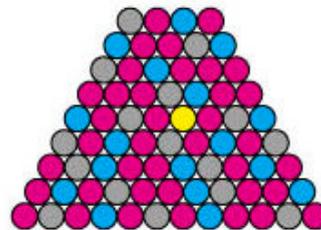
(a) 6.02214×10^{23} atomi F
= 18.9984 g



(b) 6.02214×10^{23} atomi Cl
= 35.4527 g



(c) 6.02214×10^{23} atomi Mg
= 24.3050 g



(d) 6.02214×10^{23} atomi Pb
= 207.2 g

▲ **FIGURA 2-17** Distribuzione degli isotopi in quattro elementi

(a) Vi è un solo tipo di atomi di fluoro, ^{19}F (mostrato in rosso). (b) Nel cloro il 75.77% degli atomi sono ^{35}Cl (rosso), gli altri ^{37}Cl (blu). (c) Il magnesio ha un isotopo principale ^{24}Mg (rosso) e due minori, ^{25}Mg (grigio) e ^{26}Mg (blu). (d) Il piombo ha quattro isotopi naturali: 1.4% ^{204}Pb (giallo), 24.1% ^{206}Pb (blu), 22.1% ^{207}Pb (grigio) e 52.4% ^{208}Pb (rosso).

Protoni e Neutroni

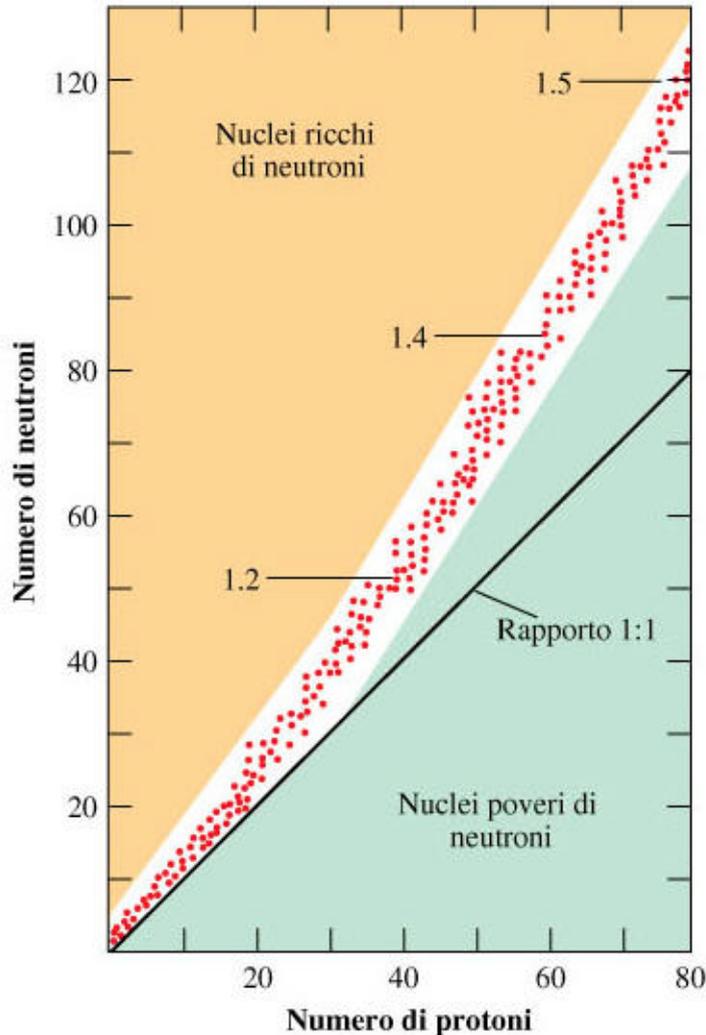


Figura 26-1 Grafico del numero di neutroni rispetto al numero di protoni in nuclei stabili. All'aumentare del numero atomico aumenta il rapporto N/Z (le frazioni decimali) per i nuclei stabili. I nuclei stabili sono localizzati in un'area detta banda di stabilità. La maggior parte dei nuclei radioattivi si trova al di fuori da questa banda.

I neutroni sono una sorta di collante per il nucleo.

L'energia che tiene assieme le particelle del nucleo è enorme.

Gli Elementi Chimici

1 1A											13 3A	14 4A	15 5A	16 6A	17 7A	18 8A		
1 H 1.00794	2 2A										3 Li 6.941	4 Be 9.01218	5 B 10.811	6 C 12.011	7 N 14.0067	8 O 15.9994	9 F 18.9984	10 Ne 20.1797
11 Na 22.9898	12 Mg 24.3050	3 3B	4 4B	5 5B	6 6B	7 7B	8 8B	9 8B	10 8B	11 1B	12 2B	13 Al 26.9815	14 Si 28.0855	15 P 30.9738	16 S 32.066	17 Cl 35.4527	18 Ar 39.948	
19 K 39.0983	20 Ca 40.078	21 Sc 44.9559	22 Ti 47.88	23 V 50.9415	24 Cr 51.9961	25 Mn 54.9381	26 Fe 55.847	27 Co 58.9332	28 Ni 58.693	29 Cu 63.546	30 Zn 65.39	31 Ga 69.723	32 Ge 72.61	33 As 74.9216	34 Se 78.96	35 Br 79.904	36 Kr 83.80	
37 Rb 85.4678	38 Sr 87.62	39 Y 88.9059	40 Zr 91.224	41 Nb 92.9064	42 Mo 95.94	43 Tc (98)	44 Ru 101.07	45 Rh 102.906	46 Pd 106.42	47 Ag 107.868	48 Cd 112.411	49 In 114.818	50 Sn 118.710	51 Sb 121.757	52 Te 127.60	53 I 126.904	54 Xe 131.29	
55 Cs 132.905	56 Ba 137.327	*La 138.906	72 Hf 178.49	73 Ta 180.948	74 W 183.84	75 Re 186.207	76 Os 190.23	77 Ir 192.22	78 Pt 195.08	79 Au 196.967	80 Hg 200.59	81 Tl 204.383	82 Pb 207.2	83 Bi 208.980	84 Po (209)	85 At (210)	86 Rn (222)	
87 Fr (223)	88 Ra 226.025	†Ac 227.028	104 Rf (261)	105 Db (262)	106 Sg (263)	107 Bh (262)	108 Hs (265)	109 Mt (266)	110 (269)	111 (272)	112 (272)		114 (287)		116 (289)		118 (293)	

*Serie dei Lantanidi	58 Ce 140.115	59 Pr 140.908	60 Nd 144.24	61 Pm (145)	62 Sm 150.36	63 Eu 151.965	64 Gd 157.25	65 Tb 158.925	66 Dy 162.50	67 Ho 164.930	68 Er 167.26	69 Tm 168.934	70 Yb 173.04	71 Lu 174.967
†Serie degli Attinidi	90 Th 232.038	91 Pa 231.036	92 U 238.029	93 Np 237.048	94 Pu (244)	95 Am (243)	96 Cm (247)	97 Bk (247)	98 Cf (251)	99 Es (252)	100 Fm (257)	101 Md (258)	102 No (259)	103 Lr (260)

La Chimica e gli Elementi

- ✓ **Inorganica:** comprende tutti gli elementi e tutti i composti diversi da quelli del Carbonio.
- ✓ **Organica:** comprende i composti del Carbonio con alcuni importanti elementi (H, O, N, P, X), sia naturali che sintetici
- ✓ **Organometallica:** comprende i composti del Carbonio con elementi metallici

Energia di legame dei nuclei

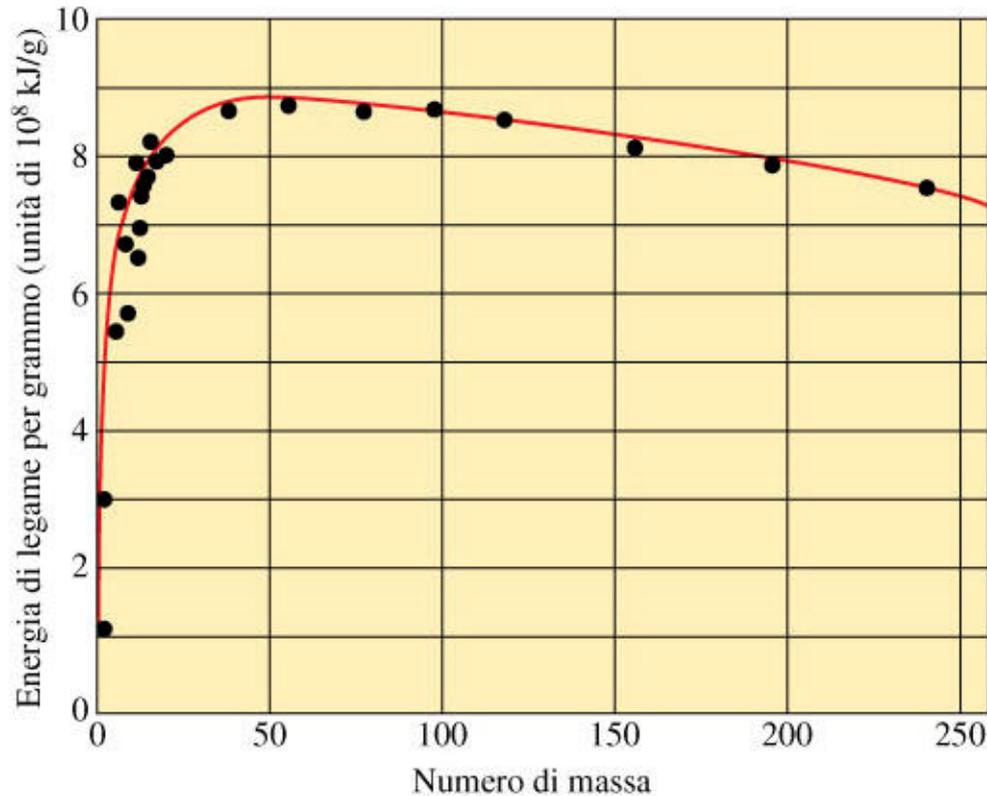


Figura 26-2 Grafico dell'energia di legame per grammo rispetto al numero di massa. I nuclei molto leggeri e quelli molto pesanti sono relativamente instabili.

Grandi forze di legame nucleari ($\Delta E = \Delta m \cdot c^2$)
sovrastano la repulsione elettrostatica fra i protoni

Energia di legame per nucleone

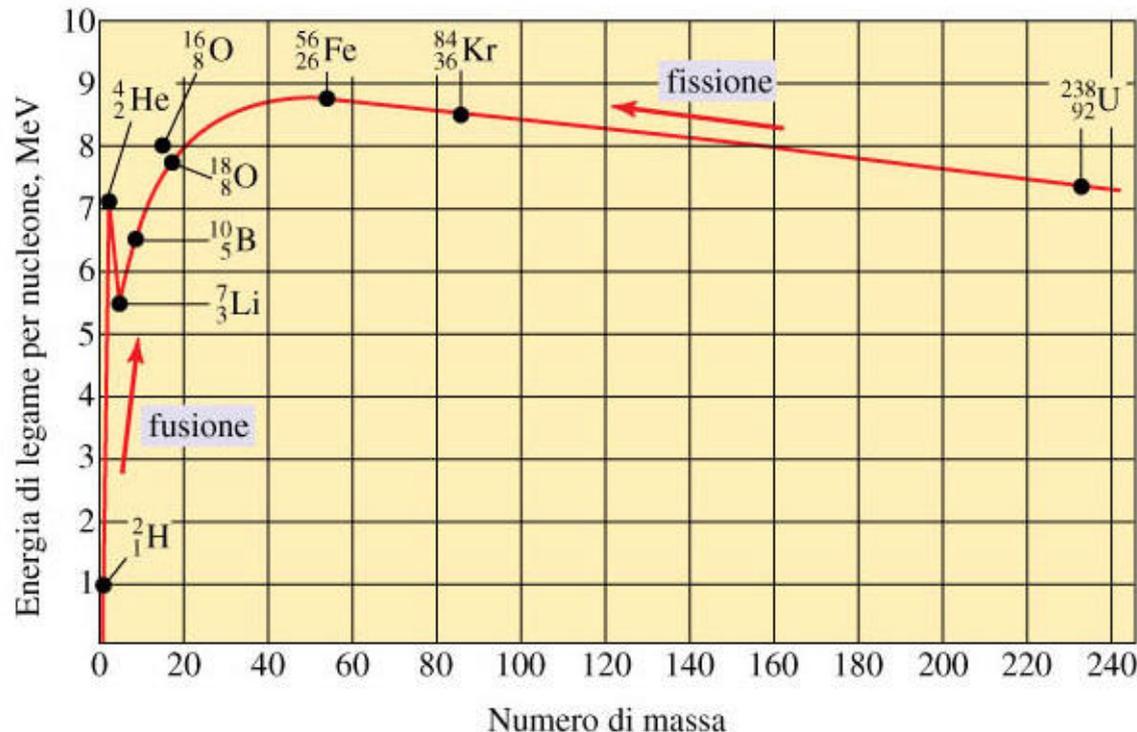
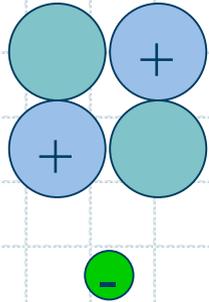


Figura 26-10 Variazione dell'energia nucleare di legame per nucleone con la massa atomica. Questo grafico mostra la stabilità relativa degli isotopi più stabili di alcuni elementi. Il nucleo più stabile è il $^{56}_{26}\text{Fe}$, con una energia di legame di 8.80 MeV per nucleone.

Il piccolo difetto di massa osservato nei nucleoni di un nucleo atomico, rispetto alla massa dei medesimi nucleoni liberi, è connesso all'emissione dell'energia nucleare di legame

Emissioni nucleari



a: nuclei di ${}^4_2\text{He}$
(2 protoni e due neutroni,
radiazioni poco penetranti)

b: elettroni e^-
($n \rightarrow b + p$), radiazioni
penetranti

L'inverso dell'emissione b è la cattura da parte di un protone del nucleo di un e^- dei livelli interni (K), con formazione di un neutrone (cattura K: $p + e^- \rightarrow n$)

g: onde elettromagnetiche ad elevata energia, radiazioni assai penetranti

Per stabilizzarsi, i nuclei possono anche emettere neutroni (${}^A_Z\text{E} \rightarrow {}^{A-1}_Z\text{E}$)

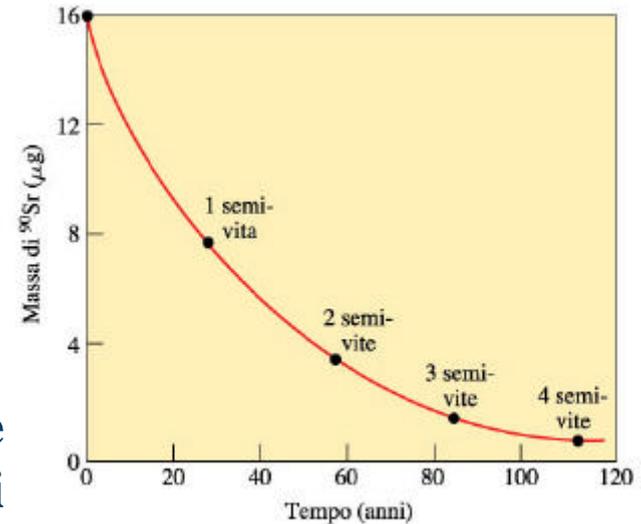
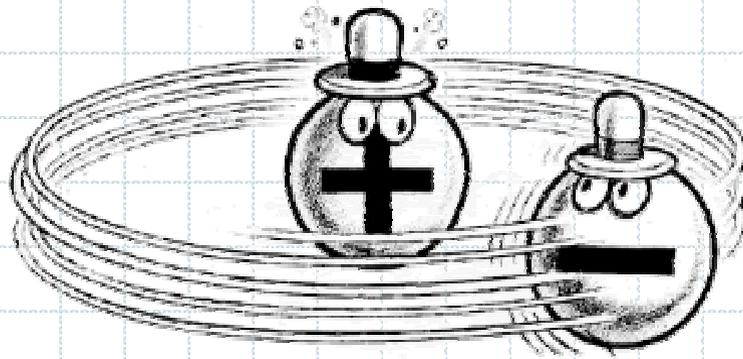


Figura 26-6 Il decadimento di un campione di 16 μg di ${}^{90}_{38}\text{Sr}$.

La "posizione" degli elettroni negli atomi

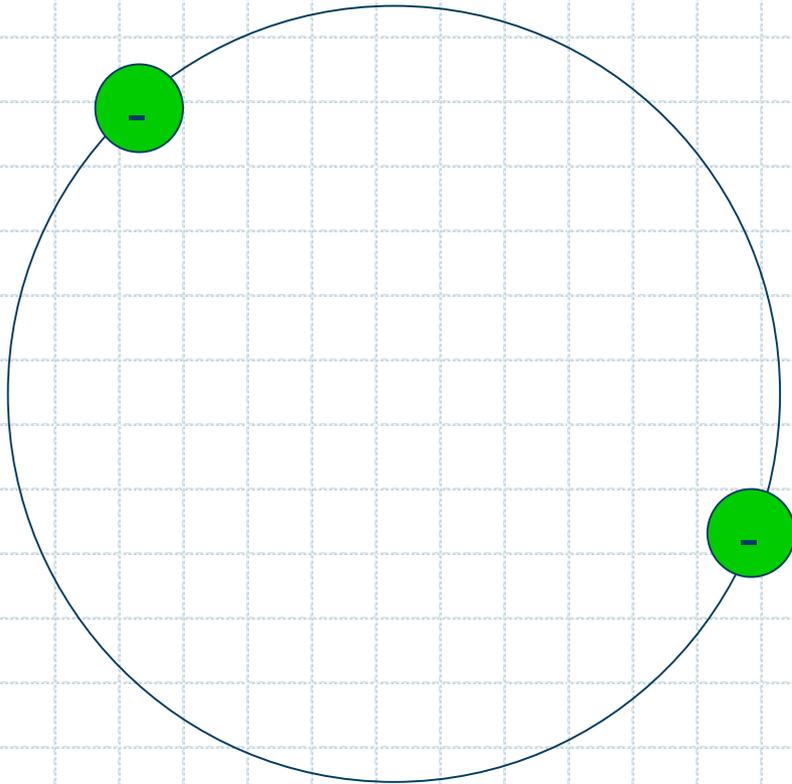
Gli elettroni NON sono nel nucleo, MA gli atomi sono elettricamente NEUTRI. Dove sono di preciso?



Gli Elettroni

La nube esterna è composta dagli:

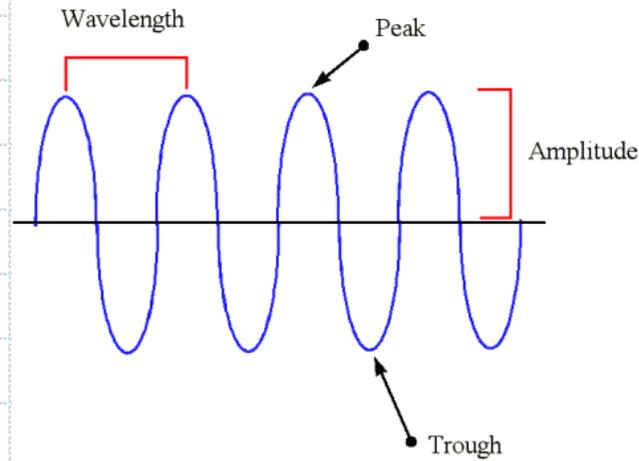
- ✓ **Elettroni (e^-):** particelle ed onde aventi carica negativa -
- ✓ Gli elettroni sono molto più leggeri di p ed n (ca. 1840 volte!)
- ✓ Il loro contributo alla massa totale dell'atomo è di fatto trascurabile



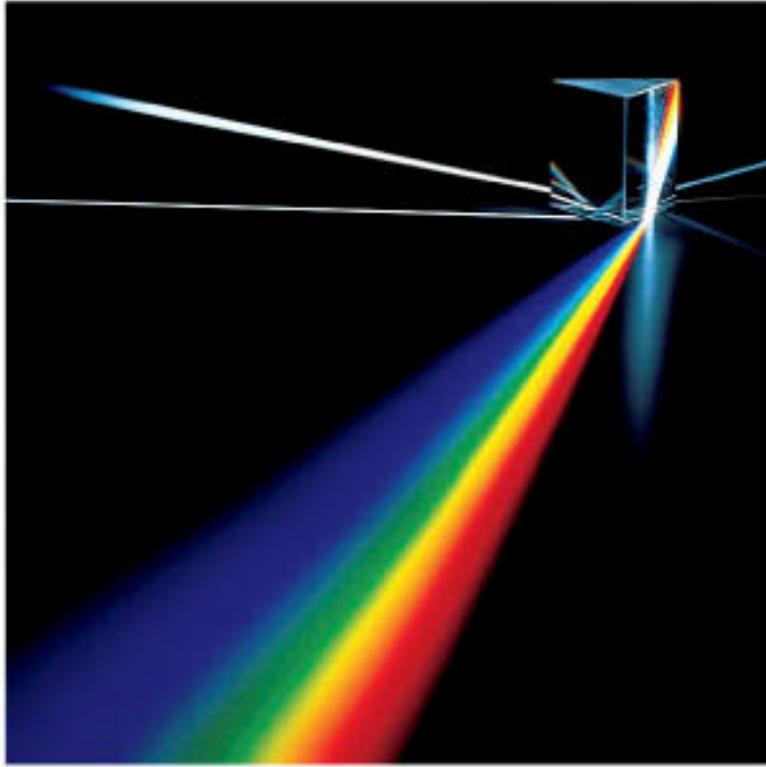
Energia radiante

Tutta l'energia radiante (trasporta energia attraverso lo spazio) possiede proprietà ondulatorie e si muove a 3.00×10^8 m/s (*velocità della luce*).

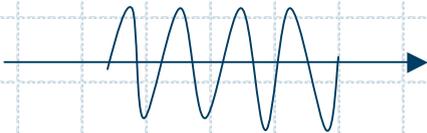
- **lunghezza d'onda (λ)**: la distanza tra punti identici di due onde contigue
- **frequenza (ν)**: il numero di volte per secondo che la radiazione compie un ciclo completo



La radiazione visibile



La luce bianca è scomposta dal prisma in uno spettro *continuo*.



Alfred Pasieda/Peter Arnold, Inc.



I solchi assai vicini di un compact disc diffrangono la luce bianca scomponendola nei suoi colori fondamentali. La diffrazione è definita come l'interferenza costruttiva e distruttiva di onde luminose.

I fenomeni di rifrazione e di diffrazione ottica sono indicativi della natura *ondulatoria* della radiazione elettromagnetica

Onde elettromagnetiche

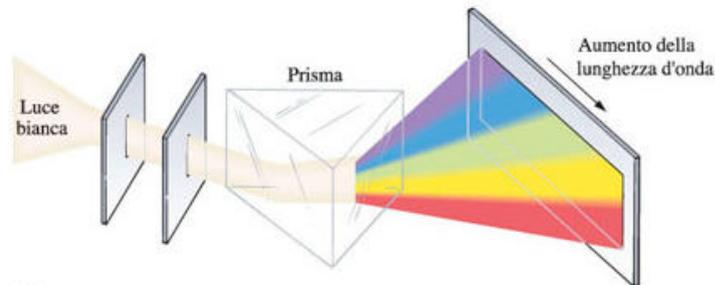
Le onde elettromagnetiche, caratterizzate da una natura ondulatoria (lunghezza d'onda e frequenza), si propagano nello spazio vuoto alla velocità della luce (c).

Hanno un'energia direttamente proporzionale alla loro frequenza secondo l'eq.:

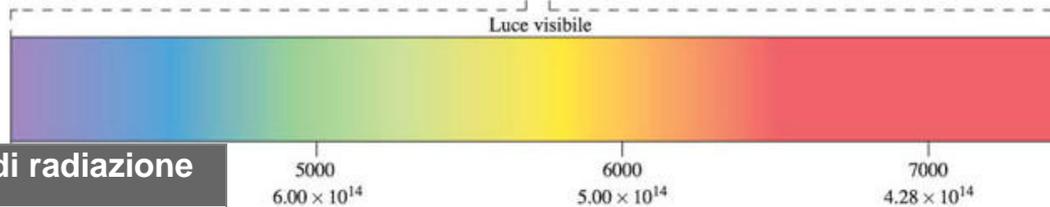
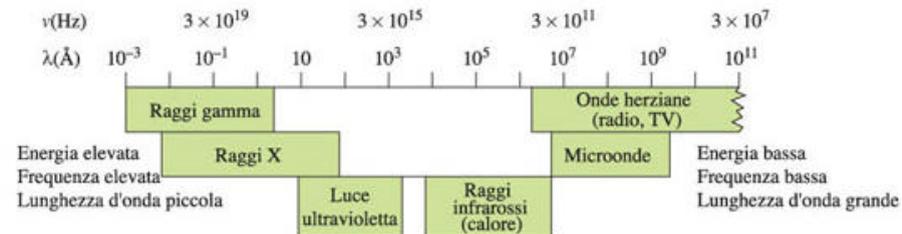
$$E = h \nu$$

dove h = costante di Planck ($6.63 \cdot 10^{-34}$ Joule s)

Lo spettro elettromagnetico



(a)



Unità	Simbolo	Lunghezza (m)	Tipo di radiazione
Angstrom	Å	10^{-10}	raggi X
Nanometro	nm	10^{-9}	UV, visibile
Micrometro	μm	10^{-6}	Infrarosso
Millimetro	mm	10^{-3}	Infrarosso
Centimetro	cm	10^{-2}	Micronde
Metro	m	1	TV, radio

Figura 5-12 Dispersione della luce visibile in un prisma. La luce proveniente da una sorgente di luce bianca passa attraverso una fenditura e successivamente attraverso un prisma. È così separata in tutte le lunghezze d'onda che formano lo spettro continuo del visibile. (b) La luce visibile è solo una minima parte dello spettro della radiazione elettromagnetica. Molte onde elettromagnetiche hanno lunghezze d'onda maggiori o minori di quelle che l'occhio umano può percepire. La parte superiore della figura (b) mostra lo spettro di radiazione elettromagnetica riportato in scala logaritmica. La parte inferiore mostra invece una espansione della regione del visibile. Si noti che la lunghezza d'onda aumenta dal violetto al rosso.

L'effetto fotoelettrico

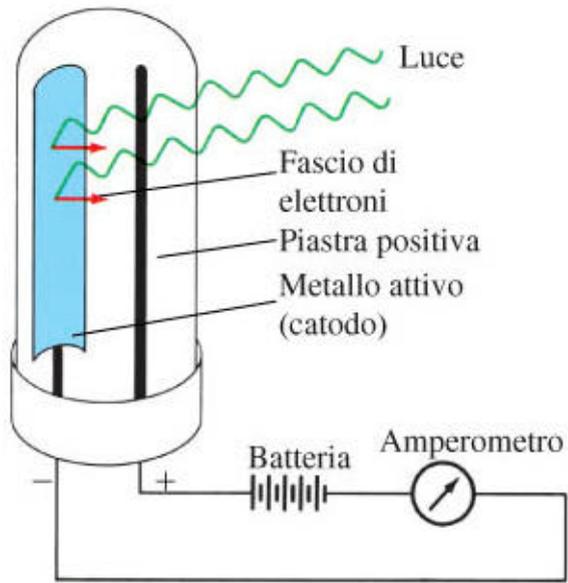
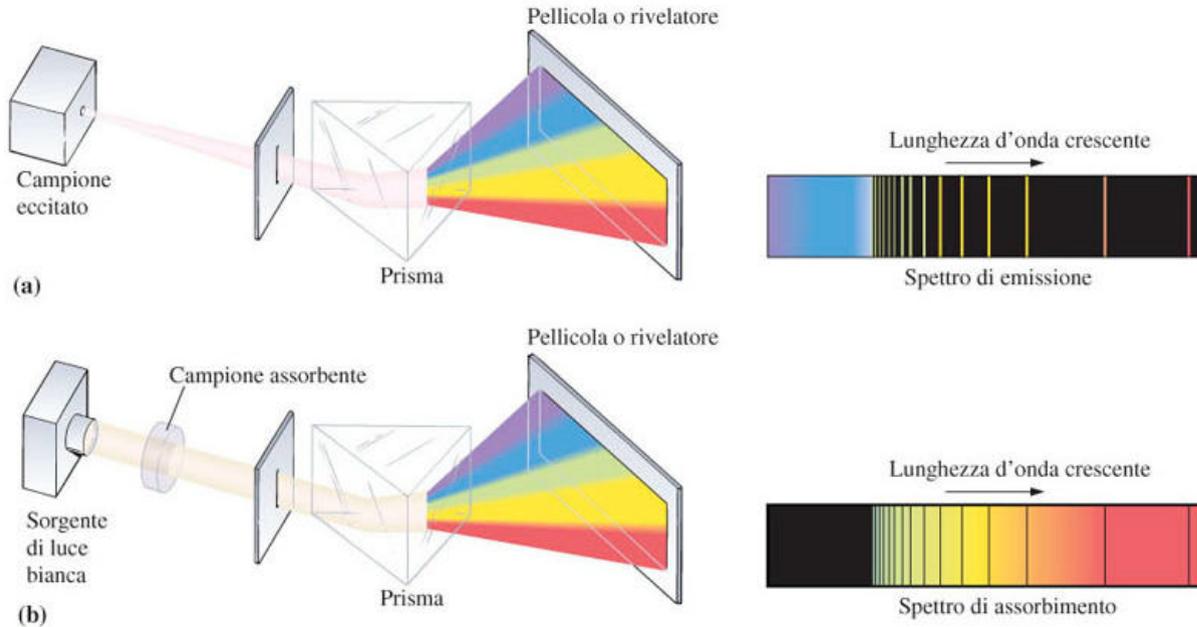


Figura 5-13 L'effetto fotoelettrico. Quando una radiazione elettromagnetica sufficientemente energetica colpisce la superficie di un metallo (elettrodo negativo) posto in un tubo sottovuoto, alcuni elettroni sono emessi dal metallo e creano una corrente elettrica. Tale flusso aumenta con il crescere dell'intensità della radiazione.

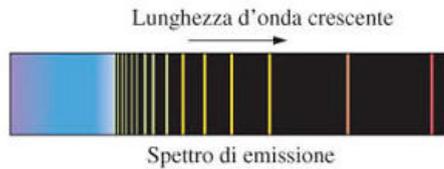
La capacità di poter trasportare e di poter trasferire energia da parte dei fotoni è assai bene dimostrata dall'effetto fotoelettrico

Spettri di eccitazione atomica

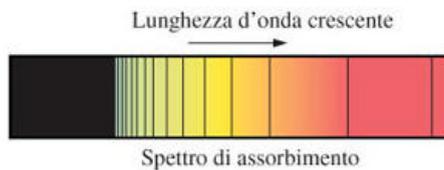


Atomi eccitati emettono radiazioni elettromagnetiche discrete (discontinue). Si ottengono spettri a righe. Esistono quindi stati di energia atomici permessi (quantizzazione delle energie). Non è possibile avere tutte le energie possibili (spettro continuo).

Equazione di Planck



$$E = h \nu$$



dove $h =$ costante di Planck
($6.63 \cdot 10^{-34}$ Joule s)

ie di atomi

L'energia è **quantizzata**, cioè circoscritta a valori discreti (**quanti**) e quindi tale energia può essere emessa (o assorbita) dagli atomi **solo** in "pacchetti" e non in maniera continua.

Emissioni atomiche nel visibile

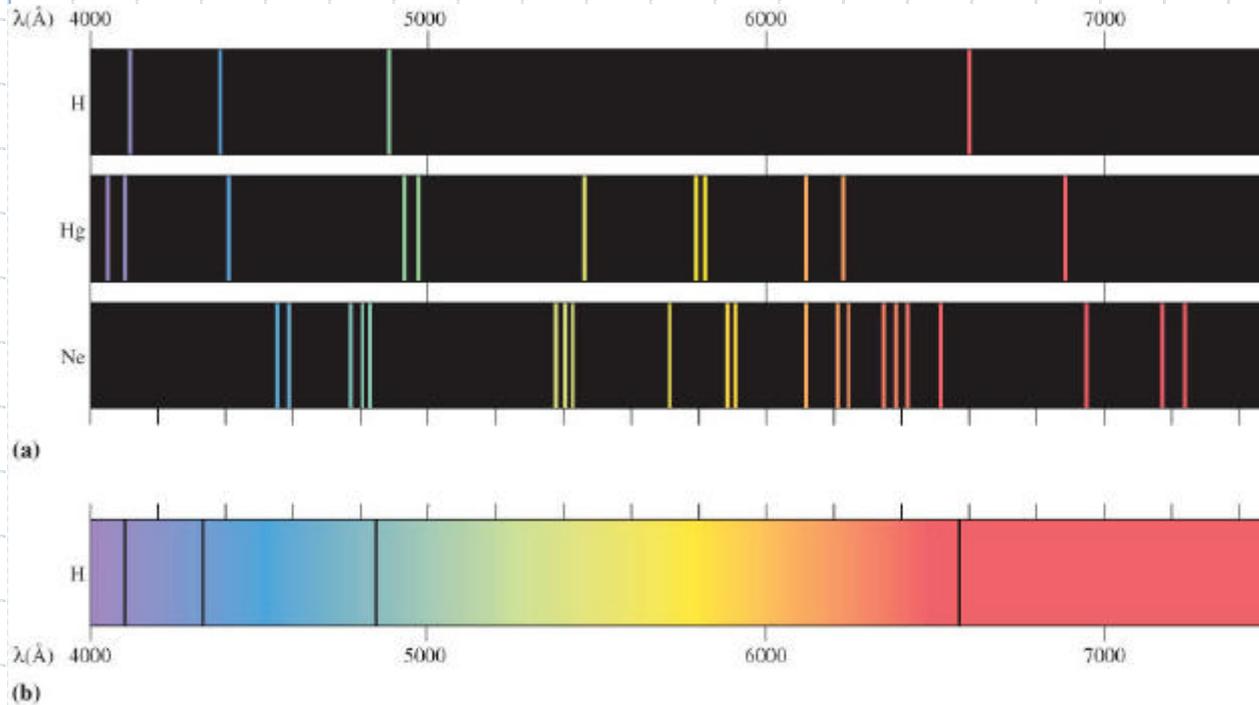
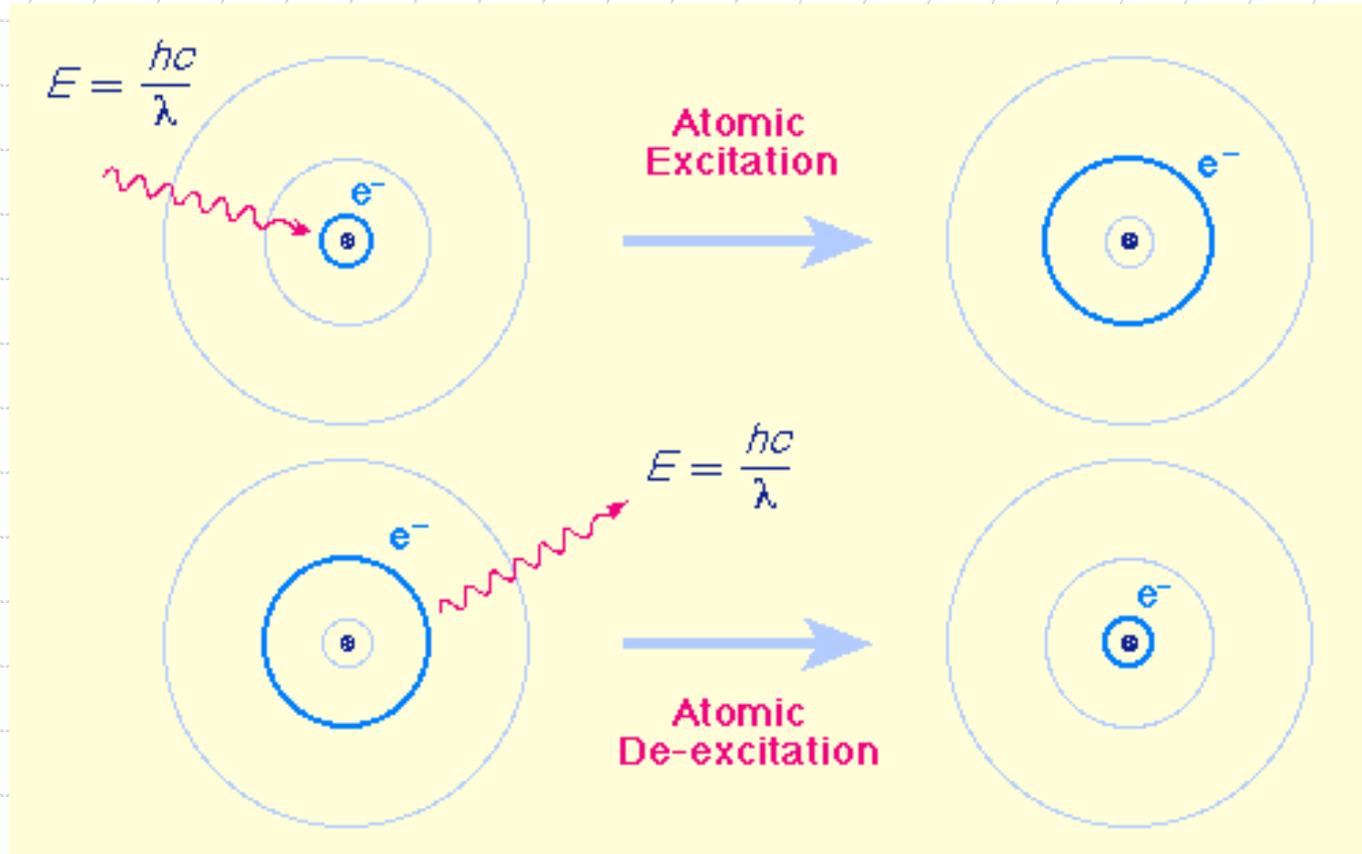


Figura 5-15 Spettri atomici nella regione del visibile per alcuni elementi. La Figura 5-14a mostra come hanno origine gli spettri. (a) Spettri di emissione di alcuni elementi. (b) Spettro di assorbimento per l'idrogeno. Confrontare la posizione di queste linee con quelle dello spettro di emissione dell'idrogeno in (a).

Il modello di Bohr



Il modello di Bohr

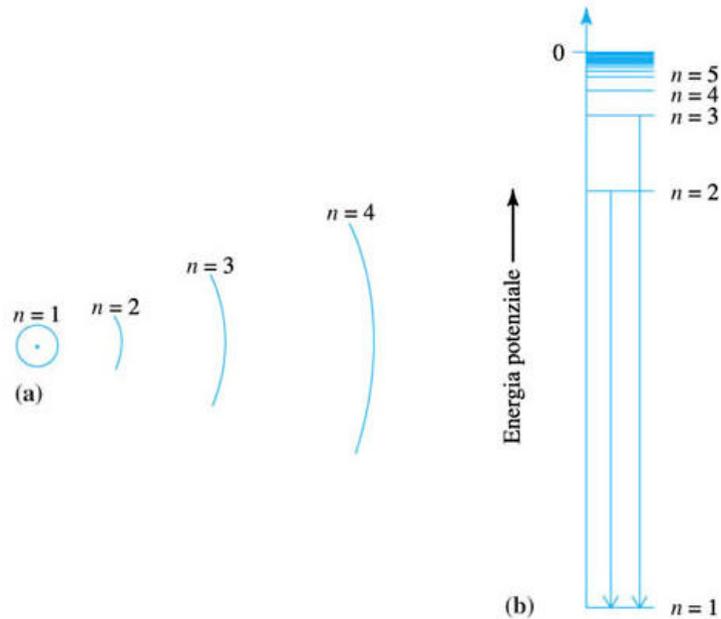


Figura 5-16 (a) I raggi delle prime quattro orbite di Bohr per l'atomo di idrogeno. Il punto al centro rappresenta il nucleo. Il raggio di ogni orbita è proporzionale a n^2 , quindi con l'aumentare di n le orbite sono sempre più spaziate tra loro. Questi quattro raggi sono in rapporto 1 : 4 : 9 : 16. (b) Valori relativi per le energie associate con i livelli energetici nell'atomo di idrogeno di Bohr. Per convenzione, l'energia potenziale di un elettrone è posta uguale a zero quando questo si trova ad una distanza infinita dal nucleo. Ogni situazione più stabile comporta una energia potenziale minore. La differenza di energia tra le orbite diminuisce con l'aumentare del valore di n . Per valori di n grandi i livelli di energia sono così vicini da formare un continuo. Le frecce indicano alcune transizioni possibili corrispondenti a linee dello spettro di emissione dell'idrogeno. In direzione opposta avvengono le transizioni corrispondenti alle linee dello spettro di assorbimento. Per passare dal livello $n = 1$ al livello $n = 2$ occorre maggiore energia, rispetto a quella richiesta per passare dal livello $n = 3$ al livello $n = 4$.

Gli elettroni sono collocati su alcune particolari orbite circolari permesse; questo modello spiega bene la discontinuità degli spettri a righe e la quantizzazione delle energie, ma non tiene conto della perdita di energia per emissione di radiazioni elettromagnetiche da parte di una particella carica in moto circolare e di alcune significative discrepanze spettroscopiche

La meccanica quantistica

Il modello di Bohr dimostrò l'**inadeguatezza della meccanica classica** per gli studi su particelle atomiche
Quantizzazione $\rightarrow \Rightarrow$ **meccanica quantistica.**

Alcune scoperte importanti:

La natura ondulatoria delle particelle (L. De Broglie)

Le particelle (di qualsiasi massa (!), possono essere descritte sia sotto forma corpuscolare, sia sotto forma ondulatoria.

La lunghezza d'onda di un oggetto di massa m in movimento è:

$$\lambda = h/mv$$

Principio di Indeterminazione di Heisenberg

impossibile conoscere insieme la posizione (x) e la quantità di moto (p) delle particelle atomiche e subatomiche

$$\Delta x \times \Delta p = \Delta x \times \Delta mv \approx h$$

La natura ondulatoria delle particelle (L. De Broglie)

Nell'ipotesi di De Broglie, le particelle (di qualsiasi massa (!)), possono essere descritte sia sotto forma corpuscolare, sia sotto forma ondulatoria.

Pertanto, un oggetto di massa m in movimento ha una lunghezza d'onda propria pari a:

$$\lambda = h/mv$$

Dal momento che $h = 6.63 \times 10^{-34}$ Joule s, per una persona di 70 kg che cammina a 4 km/h (circa 1 m/s) questo effetto è praticamente privo di effetto (λ circa 10^{-33} m). Per particelle atomiche, l'effetto è evidente (diffrazione di elettroni, fotoni).

Principio di Indeterminazione di Heisenberg

Werner Heisenberg (Premio Nobel per la Fisica 1932) postula il seguente principio:

è impossibile conoscere insieme la posizione (x) e la quantità di moto (p) delle particelle atomiche e subatomiche

$$\Delta x \times \Delta p = \Delta x \times \Delta mv \approx h$$

Non è dunque realistico immaginare gli elettroni ruotanti intorno al nucleo in orbite circolari ben definite e di raggio costante.

Riassumendo:

- ◆ La distribuzione degli elettroni attorno al nucleo vede situazioni energetiche **quantizzate**
- ◆ Non è possibile ricondurre le evidenze alla fisica classica
- ◆ E' possibile non considerare gli elettroni univocamente come particelle
- ◆ E' impossibile descrivere in modo dettagliato energia e posizione degli elettroni attorno al nucleo

L'equazione di Schroedinger

L'eq. di Schroedinger (1928) fu proposta per ottimizzare la teoria della quantizzazione delle energie, accordandola con le osservazioni sperimentali:

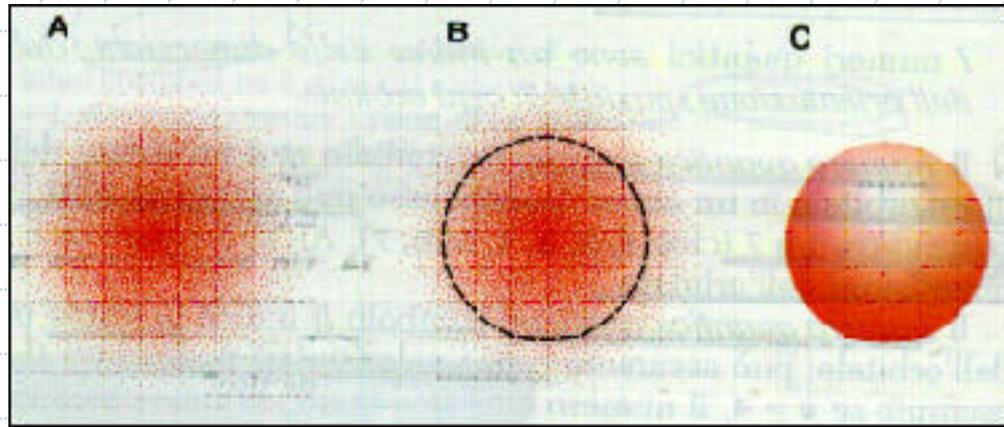
$$\mathbf{H} \Psi = \mathbf{E} \Psi$$

Ψ rappresenta l'**elettrone** attorno al nucleo sotto forma di **fenomeno ondulatorio stazionario**, che deve presentare una certa **energia cinetica** ed è vincolato al nucleo dall'**energia potenziale** attrattiva.

Il valore di Ψ_n^2 fornisce in ogni punto dello spazio la probabilità di rinvenire l'elettrone associato all'energia E_n .

Orbitali atomici

Gli elettroni non sono localizzabili in modo preciso, ma sono "nuvole" con una data forma

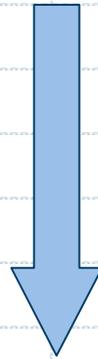


✓ **Orbitale:** rappresenta per definizione la probabilità pari al 90% di trovare l'elettrone in una determinata porzione di spazio attorno al nucleo

I Numeri quantici

Dalla risoluzione dell'eq. di Schroedinger per l'atomo di H, si originano per ogni struttura atomica 3 numeri caratteristici:

$$\mathbf{H Y = E Y}$$



n, l, m_l

Numeri quantici

Numeri quantici

- ✓ **Numero quantico principale n** : definisce l'energia del livello in cui si trova l'orbitale.
Assume i valori interi $n = 1, 2, 3, 4, \dots, n, \dots$
- ✓ **Numero quantico secondario (angolare) l** : definisce la forma degli orbitali del livello n
Assume i valori $l = 0, 1, \dots, n-1$
- ✓ **Numero quantico magnetico m_l** : definisce le possibili orientazioni nello spazio degli orbitali di tipo l
Assume i valori $m_l = -l, \dots, 0, \dots, +l$

Numeri quantici

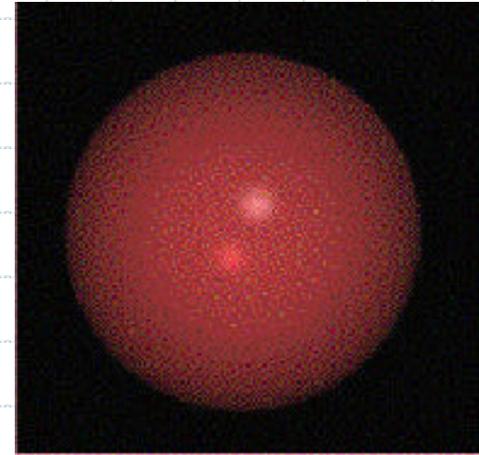
numero quantico secondario l	tipo di orbitale
0	s
1	p
2	d
3	f
4	g
...	...

n 1, ...	l 0, ..., $n-1$	m - l , ..., + l
1	0	0
2	0	0
	1	-1
		0
		+1
3	0	0
	1	-1
		0
		+1
	2	-2
		-1
		0
		+1
		+2

Orbitali s e p

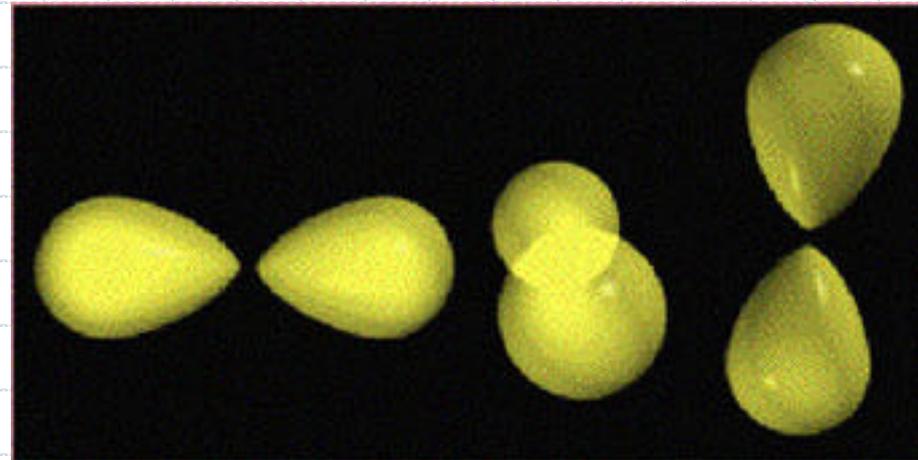
✓ Orbitale di tipo s ($l = 0$)

- unico per ogni livello ($m_l = 0$)
- Sferico



◆ Orbitali di tipo p ($l = 1$)

- tre orbitali per ogni livello ($m_l = -1, 0, 1$)
- forma a due lobi di segno opposto
- una zona nodale



Orbitali d ed f

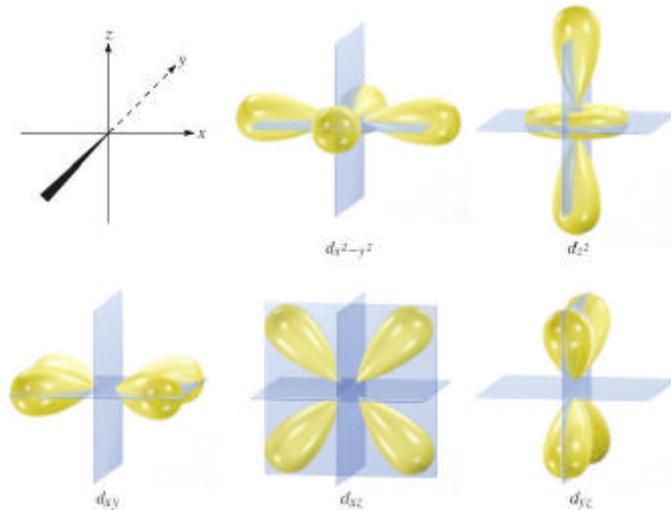


Figura 5-24 Orientazione spaziale degli orbitali *d*. Si noti come i lobi degli orbitali $d_{x^2-y^2}$ e d_{z^2} giacciono lungo gli assi, mentre i lobi degli altri orbitali siano lungo le bisettrici.

i 5 orbitali *d*

$$l = 2,$$

$$m_l = -2, -1, 0, 1, 2$$

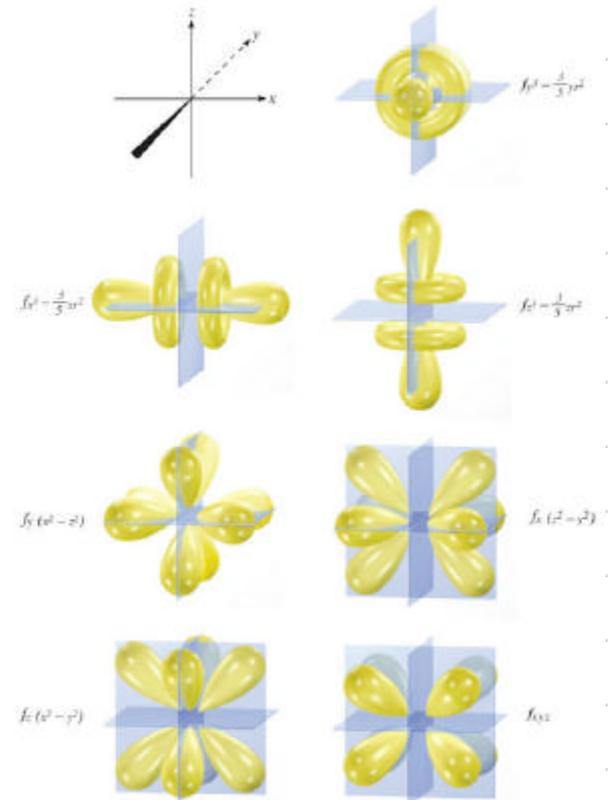


Figura 5-25 Carattere direzionale relativo degli orbitali *f*. I sette orbitali illustrati sono inscritti in un cubo per facilitarne la visualizzazione.

i 7 orbitali *f*

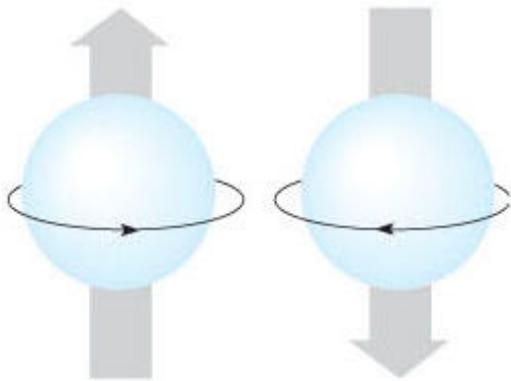
$$l = 3,$$

$$m_l = -3, -2, -1, 0, 1, 2, 3$$

Lo spin

L'elettrone ha associato un momento magnetico che lo fa allineare in due direzioni quando è immerso in un campo magnetico (**spin**).

Ciò origina il quarto numero quantico m_s , con valori di $+1/2$ e $-1/2$



Il primo elettrone ha $m_s = +\frac{1}{2}$;

Il secondo ha $m_s = -\frac{1}{2}$.

Figura 5-27 Spin elettronico. Gli elettroni si comportano come se ruotassero intorno ad un asse passante per il loro centro. Dato che gli elettroni possono ruotare solo in due direzioni, il numero quantico può assumere solo due valori, $+\frac{1}{2}$ e $-\frac{1}{2}$, a volte indicati anche come "spin su" e "spin giù". Ogni elettrone che ruota su se stesso produce un campo magnetico. Quando due elettroni hanno spin opposto, l'attrazione dovuta ai loro opposti campi magnetici (*freccia grigia*) contribuisce a compensare la forza repulsiva dovuta alle loro cariche uguali. Questo permette ai due elettroni di occupare la stessa regione di spazio (orbitale).

Energia degli orbitali

In una semplice trattazione secondo Bohr all'interno di ogni valore di n i vari orbitali hanno tutti la stessa energia (orbitali degeneri).

In realtà si può notare che per $Z > 1$ **l'energia dipende anche da l** . All'interno di un set con lo stesso l , i vari orbitali hanno tutti la stessa Energia.

Le cause di questo sono:

- 1) Gli elettroni più prossimi al nucleo causano una **diminuzione della carica positiva** che agisce su ciascuno degli elettroni più esterni (effetto schermo). La carica effettiva Z_{eff} del nucleo sarà pertanto più bassa di quella teorica man mano che ci allontaniamo dal nucleo.
- 2) Per la forma dell'orbitale, gli elettroni s si avvicinano al nucleo più di quanto facciano gli elettroni p e quelli d . Z_{eff} sugli elettroni s è maggiore di Z_{eff} sugli elettroni p e d , all'interno del medesimo strato (effetto di penetrazione).

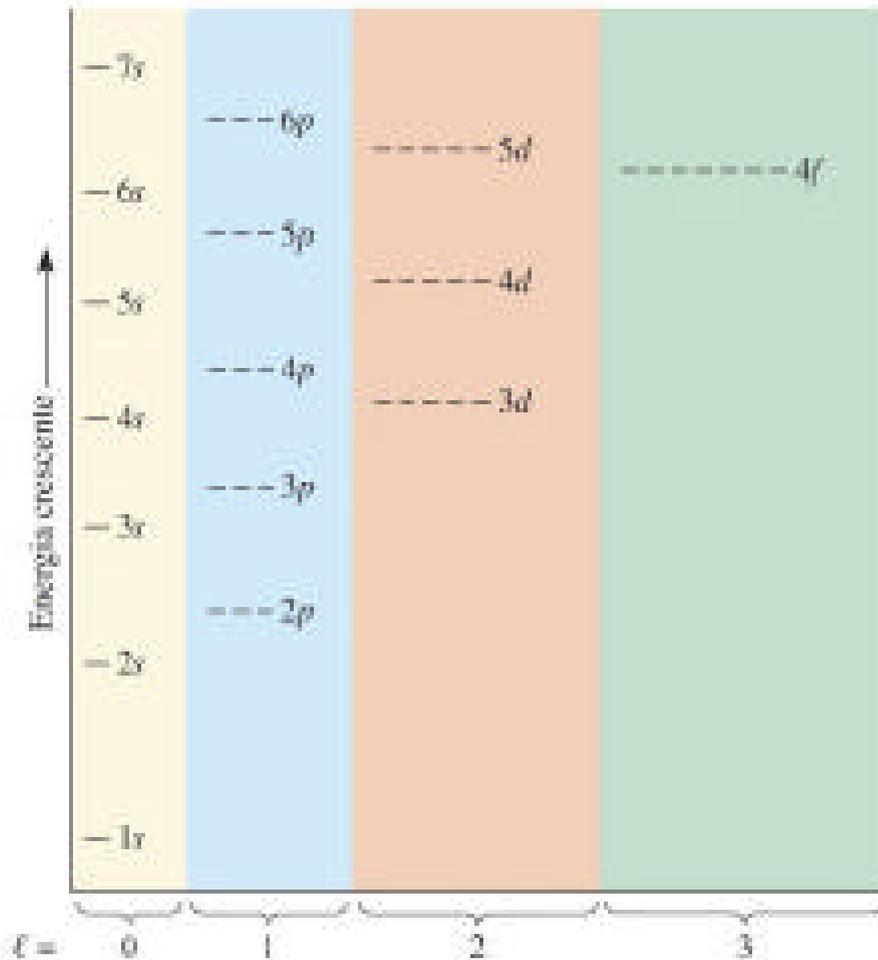
Regole di riempimento degli orbitali

- ✓ Gli elettroni si dispongono su una "scala" di energia, riempiendo prima gli orbitali ad energia **più bassa** (Principio di Aufbau)
- ✓ Gli elettroni si dispongono il più possibile **distanti** tra loro, occupando prima ogni singolo orbitale degenere di livello m_l (Regola di Hund)
- ✓ Nello stesso orbitale si possono disporre al massimo **2 elettroni** aventi **spin opposti** (Principio di Pauli)

Numeri quantici ed elettroni

numero quantico principale	numero quantico secondario	tipo orbitali	numero di orbitali	numero max elettroni
$n = 1$	$l = 0$	s	1	2
$n = 2$	$l = 0$	s	1	2
	$l = 1$	p	3	6
$n = 3$	$l = 0$	s	1	2
	$l = 1$	p	3	6
	$l = 2$	d	5	10
$n = 4$	$l = 0$	s	1	2
	$l = 1$	p	3	6
	$l = 2$	d	5	10
	$l = 3$	f	7	14

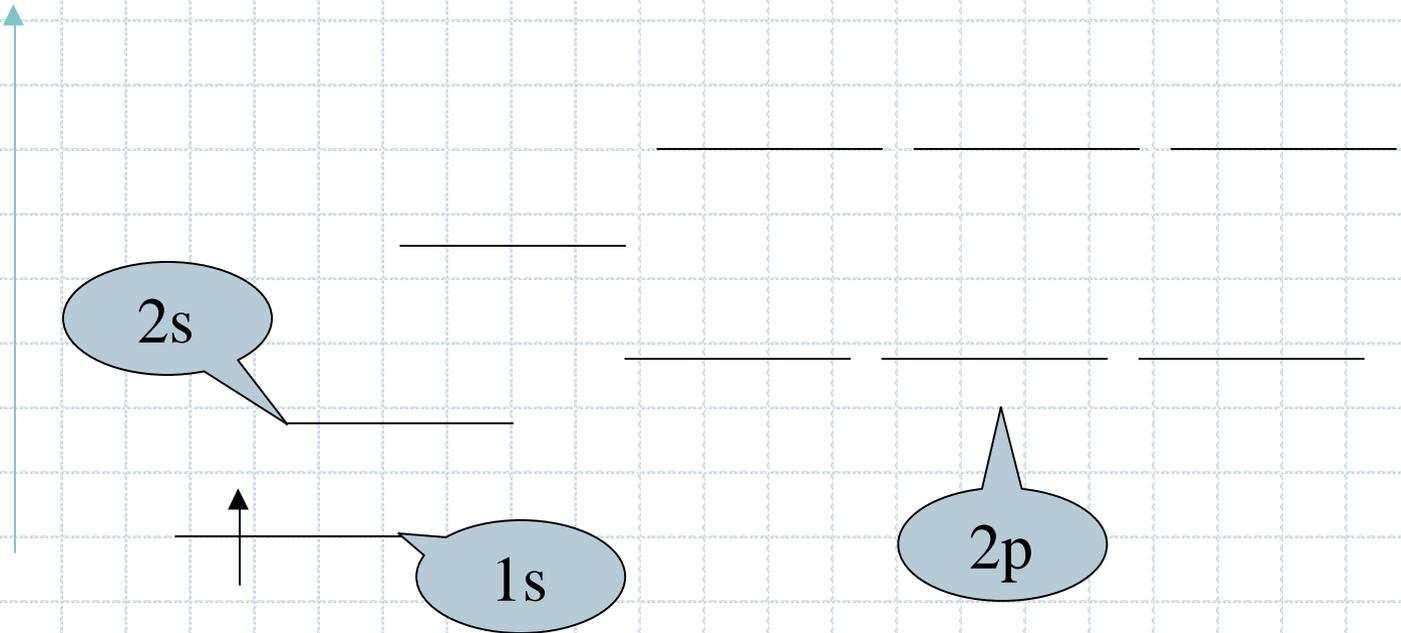
I livelli energetici degli orbitali



A causa della maggior penetrazione degli orbitali s e p rispetto a quelli d ed f, questi ultimi risentono fortemente dello schermaggio elettronico esercitato dai livelli più interni e si riempiono con, rispettivamente, 1 e 2 periodi di ritardo.

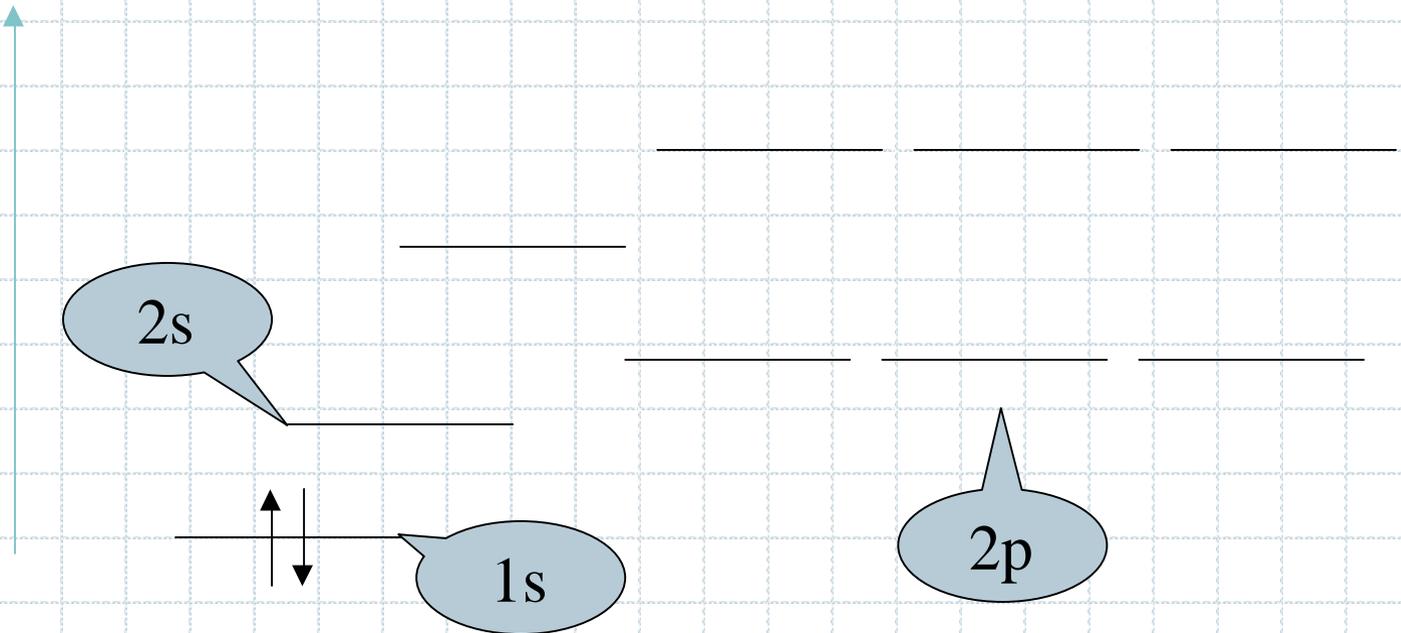
Riempimento degli orbitali

$1 e^- = H$



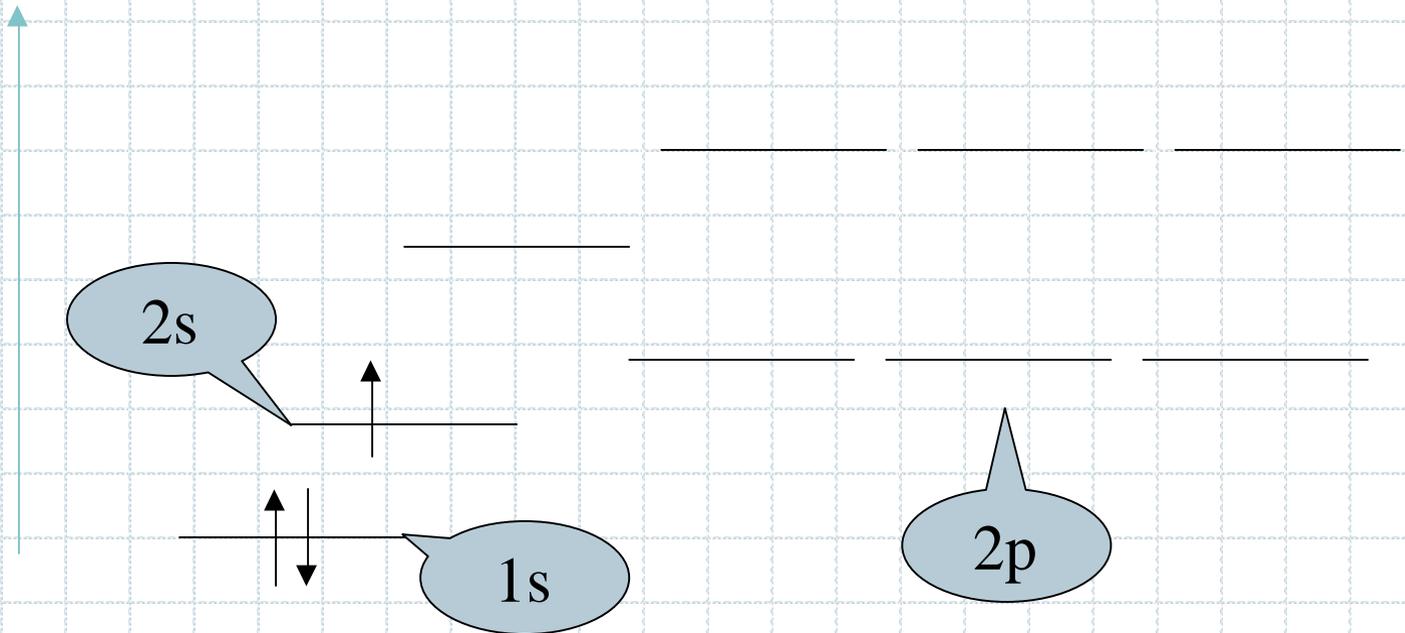
Riempimento degli orbitali

$2 e^- = \text{He}$



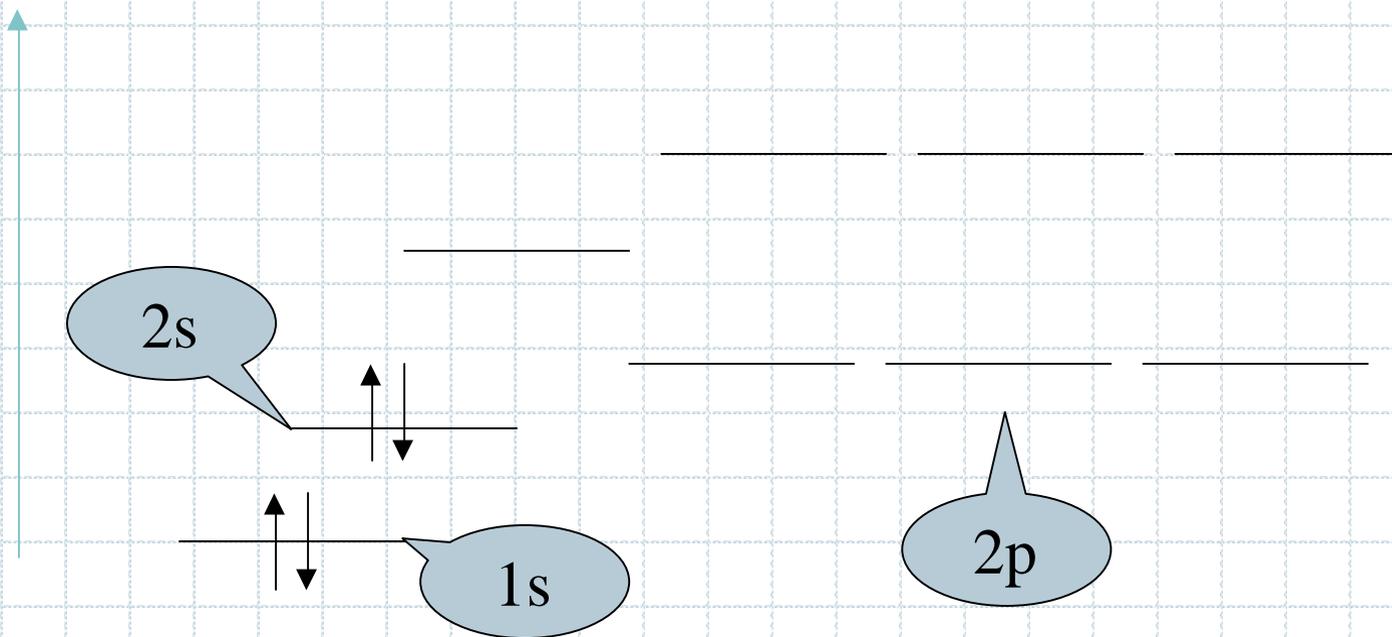
Riempimento degli orbitali

$3 e^- = \text{Li}$



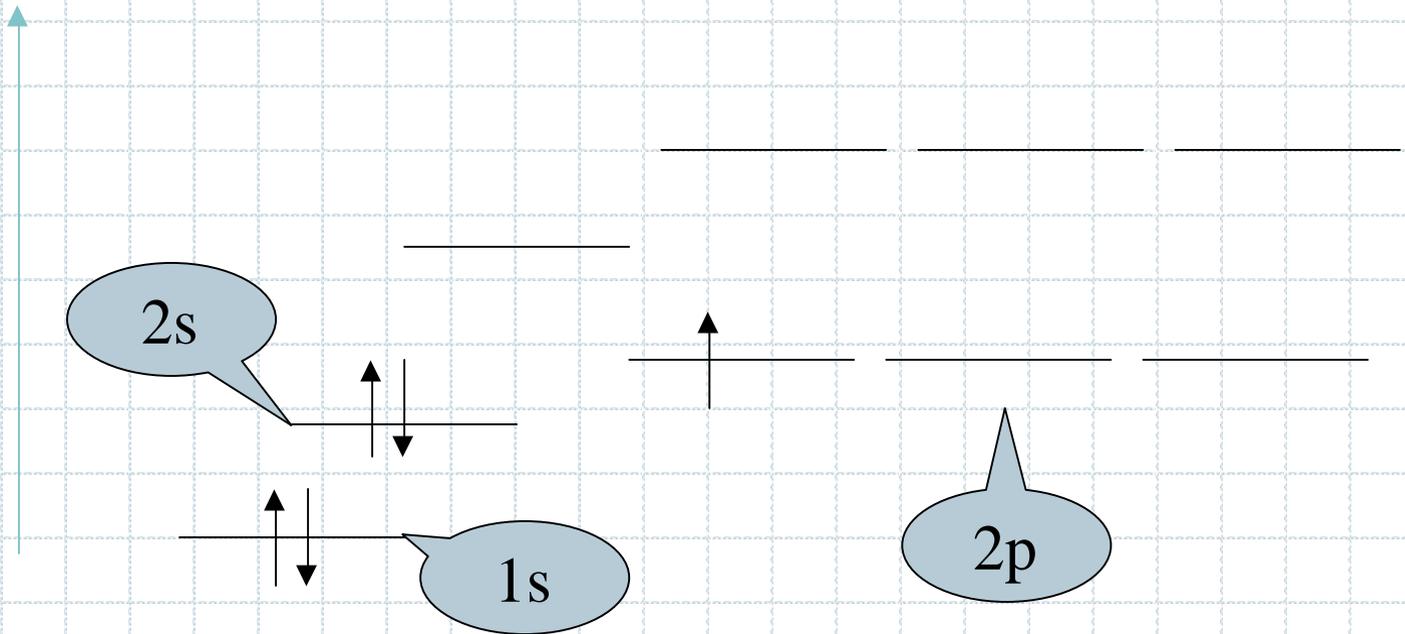
Riempimento degli orbitali

$4 e^- = \text{Be}$



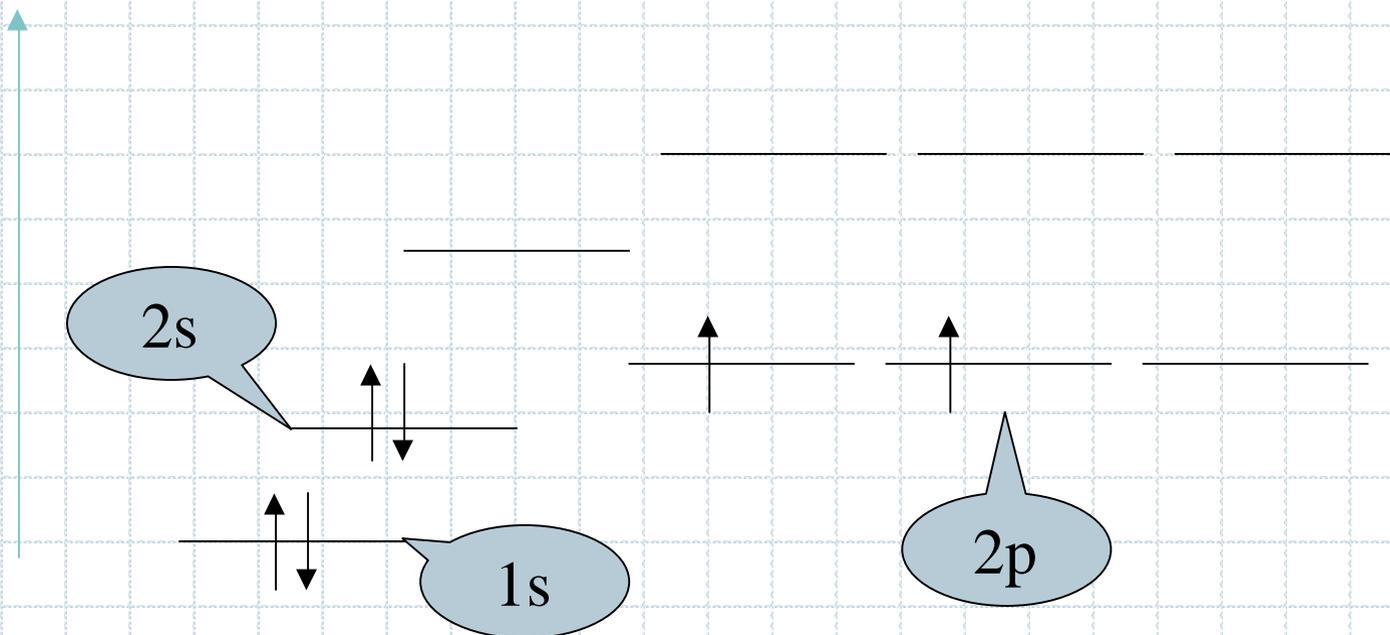
Riempimento degli orbitali

$5 e^- = \text{B}$



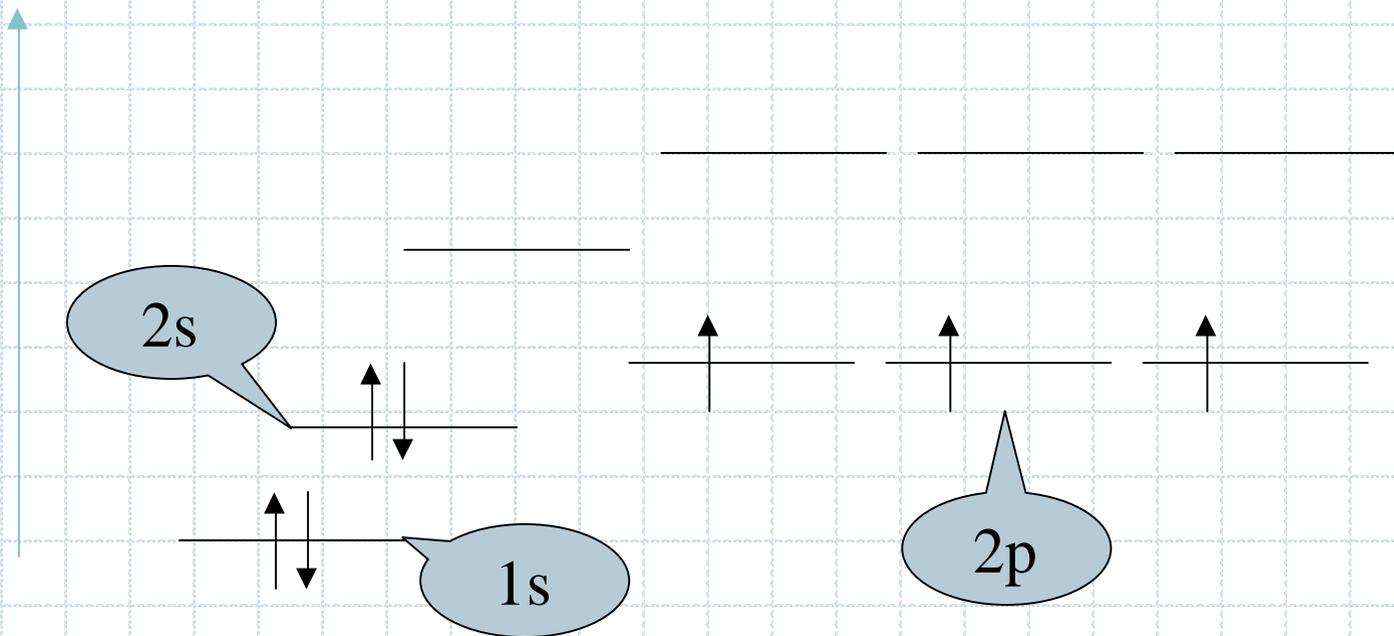
Riempimento degli orbitali

$6 e^- = C$



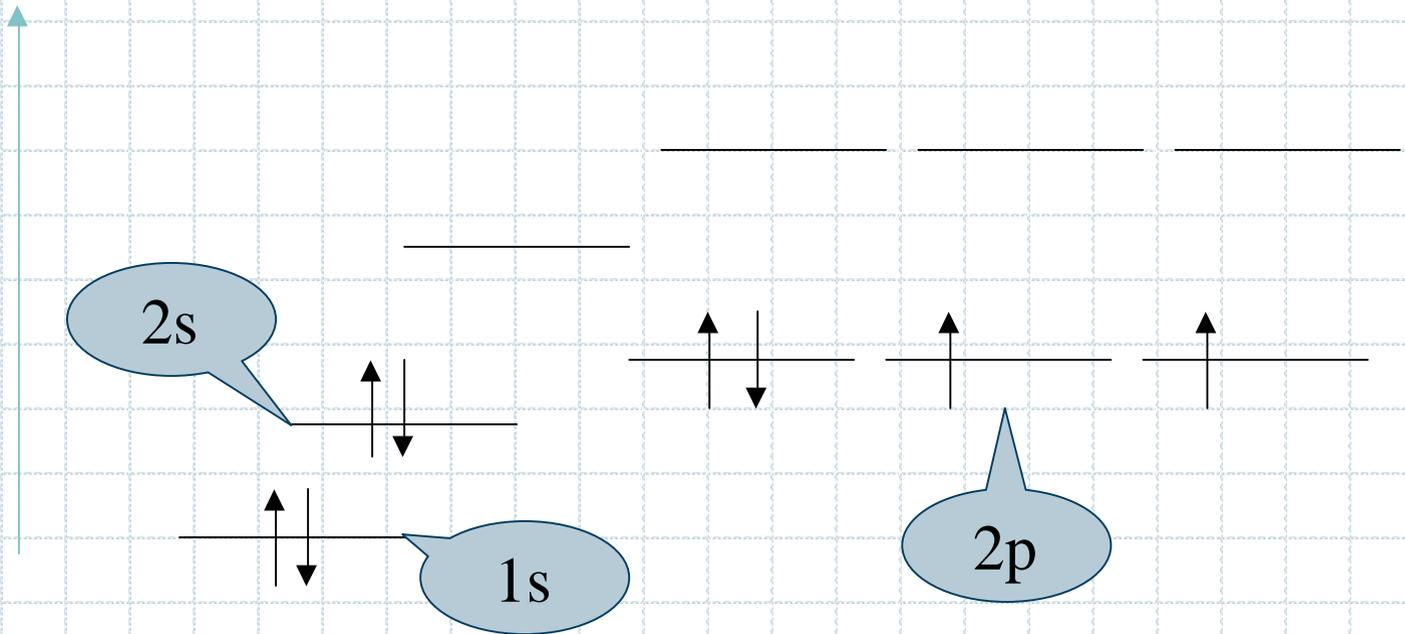
Riempimento degli orbitali

$$7 e^- = N$$



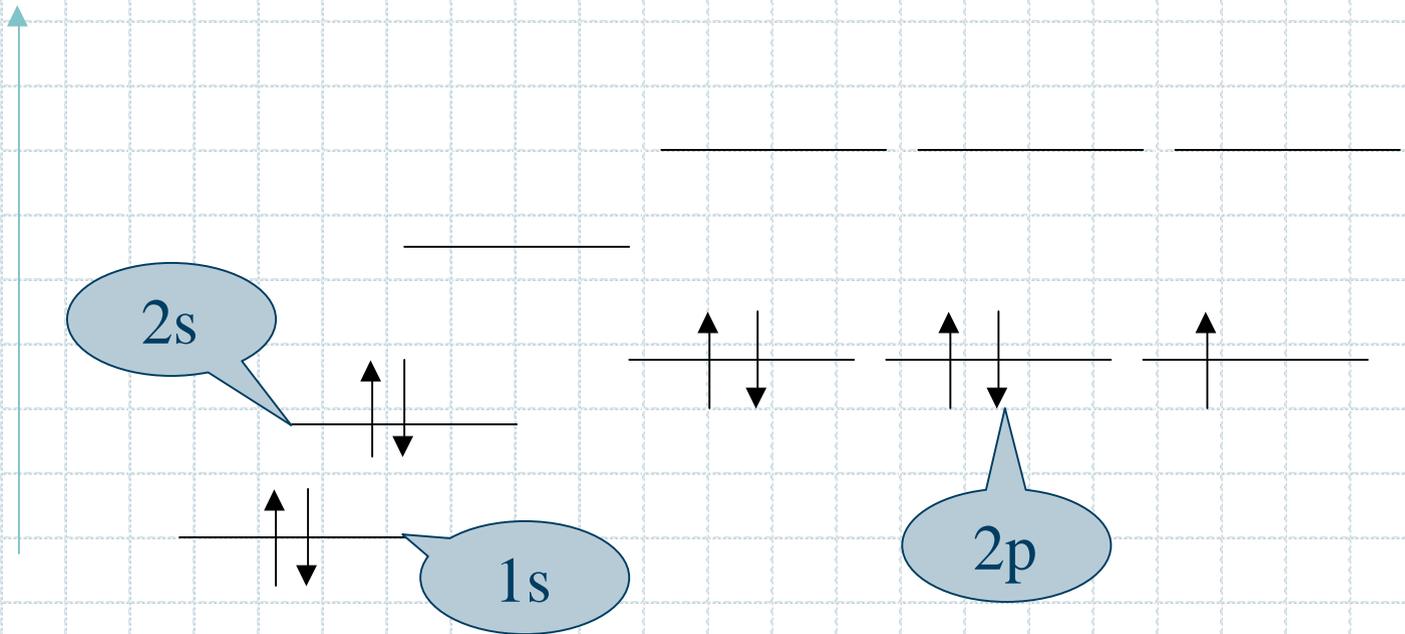
Riempimento degli orbitali

$$8 e^- = 0$$



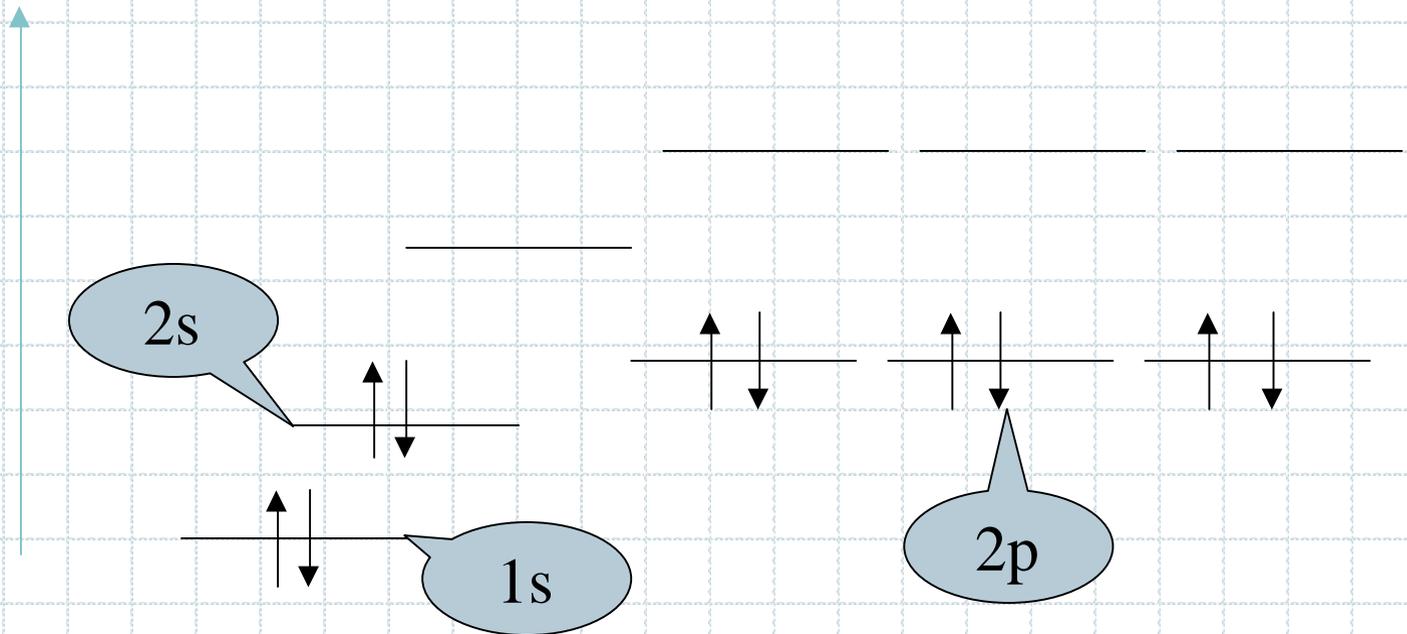
Riempimento degli orbitali

9 e⁻ = F



Riempimento degli orbitali

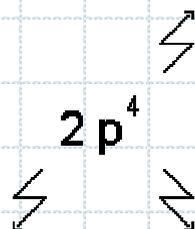
10 e⁻ = Ne



Configurazione elettronica

O

4 = elettroni ospitati
sui tre orbitali di tipo p



2 = numero
quantico principale

p = tipo di orbitale

•
H

••
He

•
Li

•
Be •

••
B •

••
C •

••
N •

••
O •

••
F •

••
Ne ••

•
Na

•
Mg •

••
Al •

••
Si •

••
P •

••
S •

••
Cl •

••
Ar ••

Elemento	Config. elettronica
Ne (neon)	$1s^2 2s^2 2p^6$
Na (sodio)	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^1$
Cl (cloro)	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^5$
Ar (argo)	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6$

Paramagnetismo e diamagnetismo

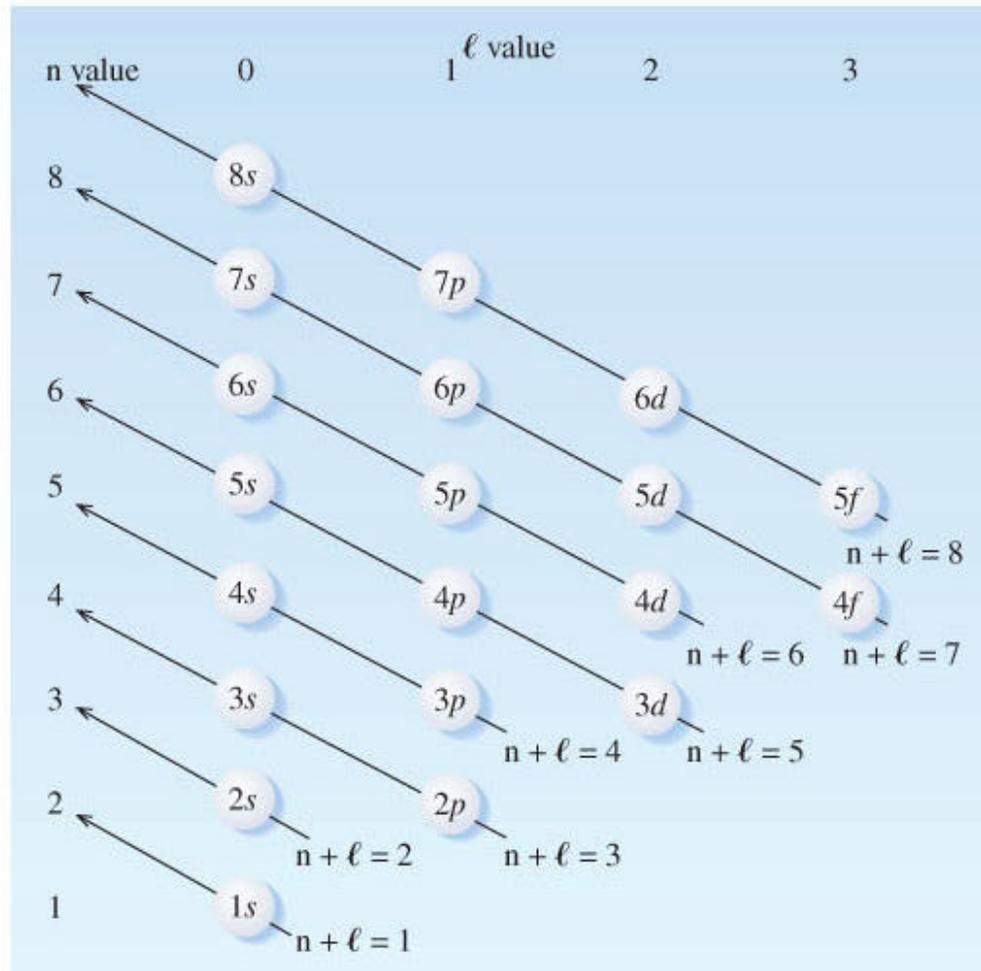
La configurazione elettronica porta alla presenza di:

- A) Elettroni spaiati
- B) Elettroni accoppiati

Nel caso A) l'elemento che presenta elettroni spaiati presenta caratteristiche di **paramagnetismo**
Nel caso B) l'elemento è detto **diamagnetico**

Le sostanze paramagnetiche vengono attratte da un campo magnetico esterno.

Riempimento elettronico



Proprietà periodiche

○ Mendeleev (1875) notò che gli elementi possono essere suddivisi per gruppi che hanno:

- ✓ le stesse proprietà
- ✓ lo stesso comportamento chimico

Intuì che gli elementi potevano essere sistemati su una tabella costituita di righe (periodi chimici) e di colonne (gruppi chimici).

Gli elementi appartenenti ad un medesimo gruppo possiedono la stessa configurazione elettronica del livello più alto

Alcune definizioni

Guscio di core: l'insieme degli elettroni più interni all'elemento, che presentano n piccoli.

Guscio di valenza: è il livello energetico più alto in energia, che è in corso di riempimento

Periodo: corrisponde ad una riga della tavola periodica e racchiude tutti gli elementi con lo stesso n (per il livello energetico più alto).

Gruppo: corrisponde ad una colonna della tavola periodica e racchiude tutti gli elementi con la stessa configurazione elettronica di valenza (o esterna)

La tavola periodica degli elementi

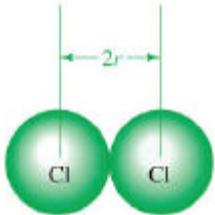
TABELLA 5-5 I blocchi s, p, d ed f della Tavola Periodica*

		GRUPPI																								
		IA	IIA	IIIB											IB	IIB	IIIA	IVA	VA	VIA	VIIA	VIIIA				
		(1)	(2)	(3)											(11)	(12)	(13)	(14)	(15)	(16)	(17)	(18)				
		blocco degli orbitali s													blocco degli orbitali p											
		s^1	s^2											s^2												
n = 1		1 H																					2 He			
n = 2		3 Li	4 Be											5 B	6 C	7 N	8 O	9 F	10 Ne							
n = 3		11 Na	12 Mg												13 Al	14 Si	15 P	16 S	17 Cl	18 Ar						
n = 4		19 K	20 Ca	21 Sc	blocco degli orbitali d										29 Cu	30 Zn	31 Ga	32 Ge	33 As	34 Se	35 Br	36 Kr				
n = 5		37 Rb	38 Sr	39 Y	blocco degli orbitali f										47 Ag	48 Cd	49 In	50 Sn	51 Sb	52 Te	53 I	54 Xe				
n = 6		55 Cs	56 Ba	57 La	58 Ce	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					
n = 7		87 Fr	88 Ra	89 Ac	90 Th	103 Lr	104 Rf	105 Db	106 Sg	107 Bh	108 Hs	109 Mt	110	111	112											
= 6	SERIE DEI LANTANIDI	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	71 Lu	con riempimento del sottolivello 4f										

* n è il numero quantico principale. Le notazioni d^1s^2, d^2s^2, \dots rappresentano configurazioni "regolari" e si riferiscono agli orbitali (n-1)d e ns. Diverse eccezioni alle configurazioni indicate sopra ogni gruppo sono evidenziate in grigio.

Le dimensioni atomiche

Le nuvole elettroniche non hanno dimensioni definite, tuttavia si definisce raggio atomico la metà della distanza che separa i centri di due atomi contigui quando questi sono allo stato elementare.



Il raggio di un atomo r , è assunto pari alla metà della distanza tra i nuclei in molecole omonucleari, come Cl_2 .

IA	IIA	IIIA	IVA	VA	VIA	VIIA	VIIIA
Raggi atomici							
H 0.37							He 0.31
Li 1.52	Be 1.12	B 0.85	C 0.77	N 0.75	O 0.73	F 0.72	Ne 0.71
Na 1.86	Mg 1.60	Al 1.43	Si 1.18	P 1.10	S 1.03	Cl 1.00	Ar 0.98
K 2.27	Ca 1.97	Ga 1.35	Ge 1.22	As 1.20	Se 1.19	Br 1.14	Kr 1.12
Rb 2.48	Sr 2.15	In 1.67	Sn 1.40	Sb 1.40	Te 1.42	I 1.33	Xe 1.31
Cs 2.65	Ba 2.22	Tl 1.70	Pb 1.46	Bi 1.50	Po 1.68	At 1.40	Rn 1.41

Misure date in Å

Le dimensioni atomiche

IA
H 0.37
Li 1.52
Na 1.86
K 2.27
Rb 2.48
Cs 2.65

Misure date in Å

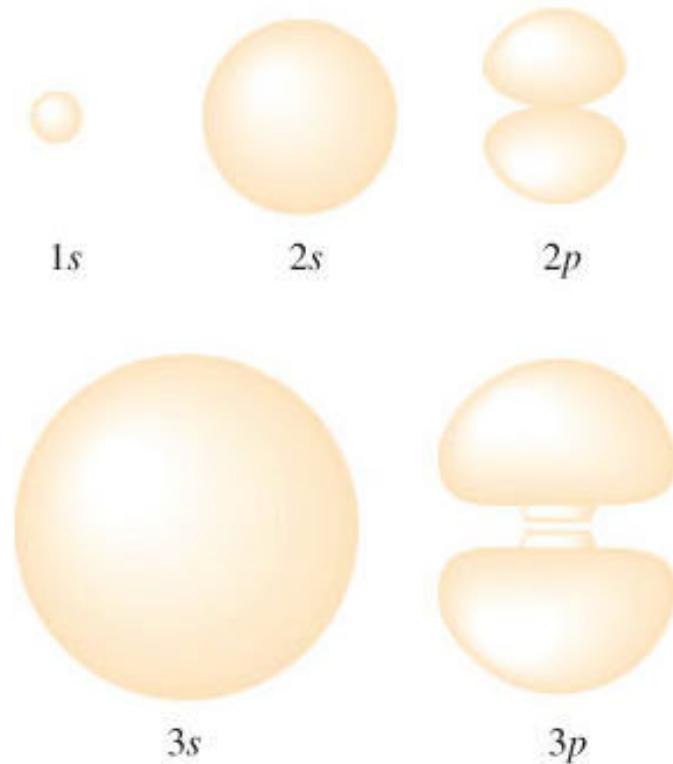
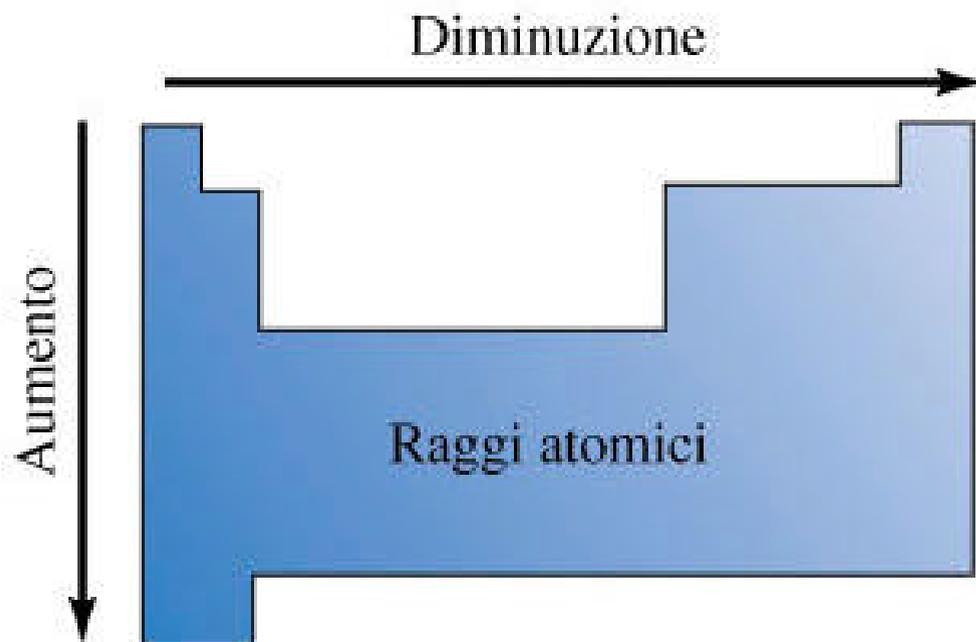


Figura 5-26 Forme e dimensioni relative di alcuni orbitali di uno stesso atomo.

Le dimensioni atomiche

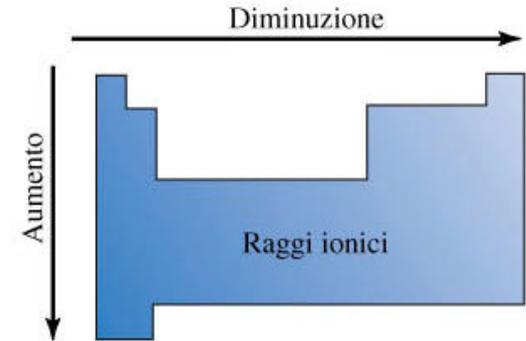
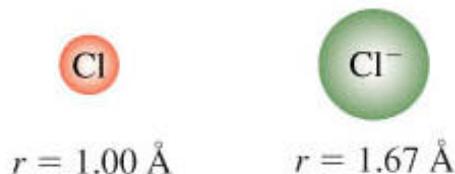
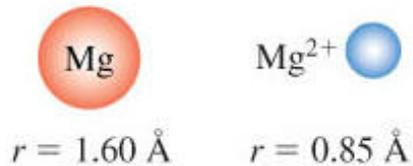
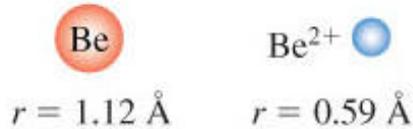


Andamento generale del raggio atomico di elementi del gruppo A in funzione della posizione nella tavola periodica.

Le dimensioni atomiche diminuiscono muovendosi lungo un periodo e aumentano scendendo lungo un gruppo

Dimensioni degli ioni

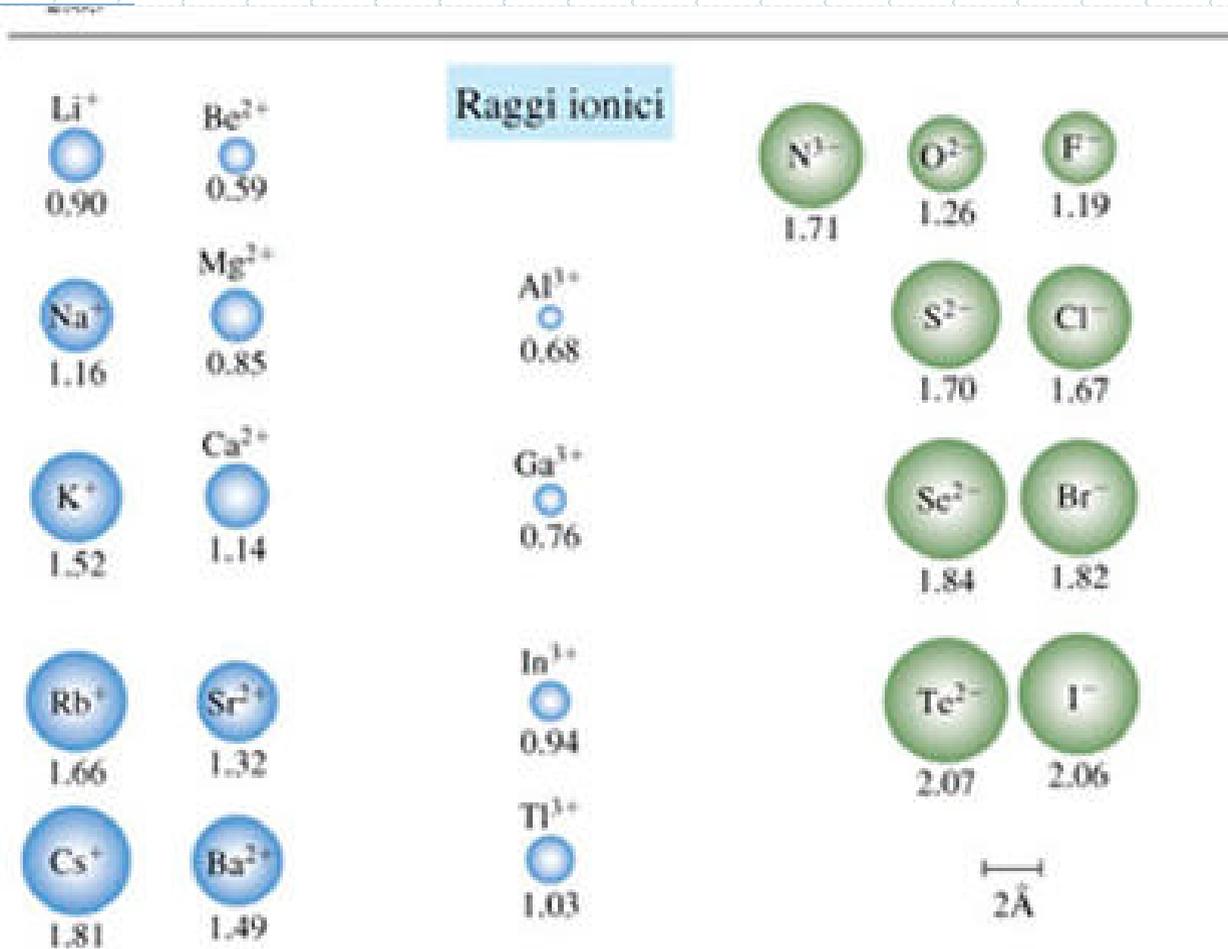
La carica nucleare rimane costante quando si forma lo ione.



Andamento generale dei raggi ionici degli elementi dei gruppi A in funzione della loro posizione nella tavola periodica.

L'allontanamento di elettroni da un nucleo atomico comporta una diminuzione delle dimensioni atomiche (*maggior attrazione con il nucleo, minor repulsione fra elettroni*). Al contrario, l'inserimento di elettroni comporta un aumento delle dimensioni (*maggior repulsione interelettronica*)

Dimensioni degli ioni



Potenziali di ionizzazione

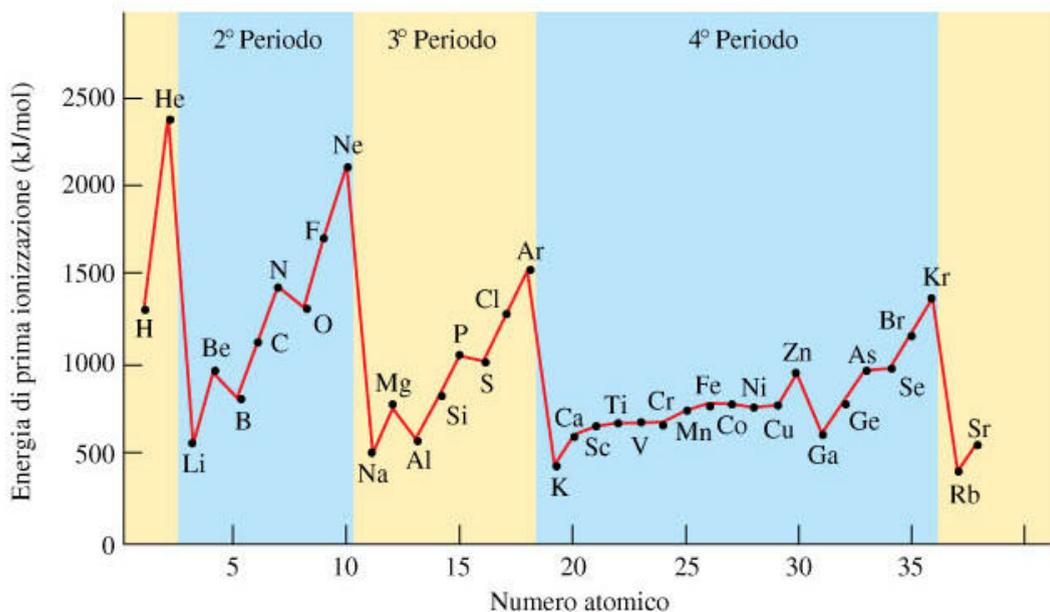
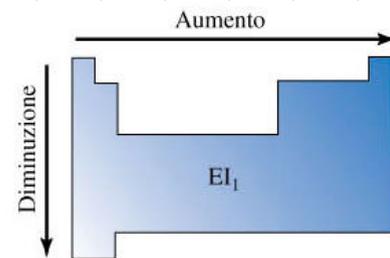
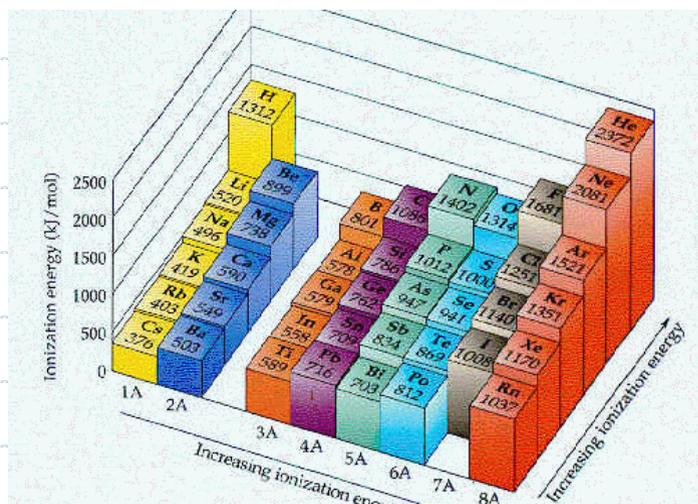


Figura 6-2 Grafico delle energie di prima ionizzazione dei primi 38 elementi in funzione del numero atomico. I gas nobili hanno energie di prima ionizzazione molto elevate, mentre i metalli del gruppo IA presentano valori bassi. Si noti l'analogia tra l'andamento mostrato dagli elementi del 2° periodo, dal numero 3 al numero 10, e quello relativo agli elementi del 3° periodo, dal numero 11 al numero 18, nonché agli ultimi elementi del gruppo A. Le differenze evidenziate tra gli elementi del gruppo B non sono così pronunciate come quelle relative agli elementi del gruppo A.



Andamento generale dell'energia di prima ionizzazione di elementi del gruppo A in funzione della posizione nella tavola periodica. Eccezioni compaiono nei Gruppi IIIA e VIA.

Potenziali di ionizzazione



La ionizzazione è un processo sempre endotermico

Gli atomi tendono alla configurazione elettronica più stabile (ns^2p^6 , strato completamente pieno), cioè a quella del gas nobile più vicino.

- E_{ion} diminuisce scendendo nel gruppo perchè gli elettroni sono meno attratti dal nucleo.
- E_{ion} aumenta passando dal 1° al 2° gruppo, diminuisce al 3° (X^+ ha qui una configurazione ns^2 , parzialmente stabile) e aumenta nel resto del periodo.

Potenziali di successiva ionizzazione

I_n/n	H	He	Li	Be	B	C	N	O	F	Ne
$I_1/1$	1.31	2.37	0.52	0.90	0.80	1.09	1.40	1.31	1.68	2.08
$I_2/2$	---	2.62	3.65	0.88	1.22	1.18	1.43	1.70	1.68	1.98
$I_3/3$	---	---	3.94	4.95	1.22	1.54	1.53	1.77	2.02	2.04
$I_4/4$	---	---	---	5.25	6.25	1.55	1.87	1.87	2.10	2.34
$I_5/5$	---	---	---	---	6.56	7.56	1.89	2.05	2.20	2.43
$I_6/6$	---	---	---	---	---	7.88	8.88	2.22	2.52	2.55
$I_7/7$	---	---	---	---	---	---	9.20	10.2	2.55	2.86
$I_8/8$	---	---	---	---	---	---	---	10.5	11.5	2.88
$I_9/9$	---	---	---	---	---	---	---	---	11.8	12.8
$I_{10}/10$	---	---	---	---	---	---	---	---	---	13.1

I valori di questi potenziali confermano all'interno della struttura atomica l'esistenza di livelli energetici quantizzati

Affinità elettroniche

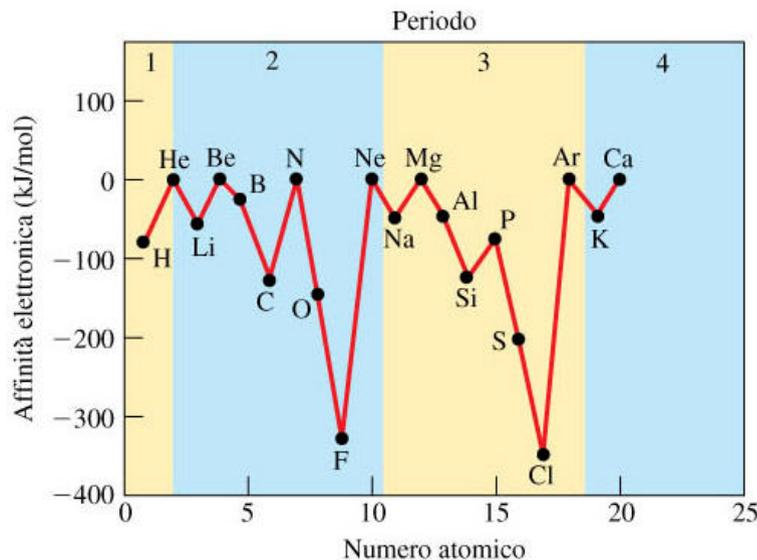
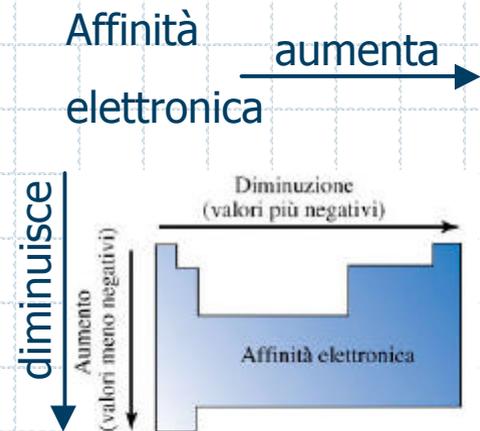


Figura 6-3 Grafico dell'affinità elettronica in funzione del numero atomico per i primi 20 elementi. In orizzontale le affinità elettroniche diventano *generalmente* più negative (si sviluppa più energia quando viene aggiunto un elettrone) dal Gruppo IA al Gruppo VIIA per un determinato periodo. Eccezioni si verificano per gli elementi dei Gruppi IIA e VA.



Andamento generale dei valori di affinità elettronica degli elementi dei gruppi A in funzione della loro posizione nella tavola periodica. Ci sono molte eccezioni.



L'affinità elettronica è un processo **eso-** o **endotermico**

Affinità elettronica

Questa proprietà ha un andamento meno periodico, ma segue la logica del raggiungimento della configurazione elettronica del gas nobile più vicino.

- la maggior affinità elettronica si ha attorno a ossigeno, fluoro e cloro.
- alogeni formano ioni X^- (ns^2p^{5+1}) mentre calcogeni formano ioni X^{2-} (ns^2p^{4+2}).

L'elettronegatività

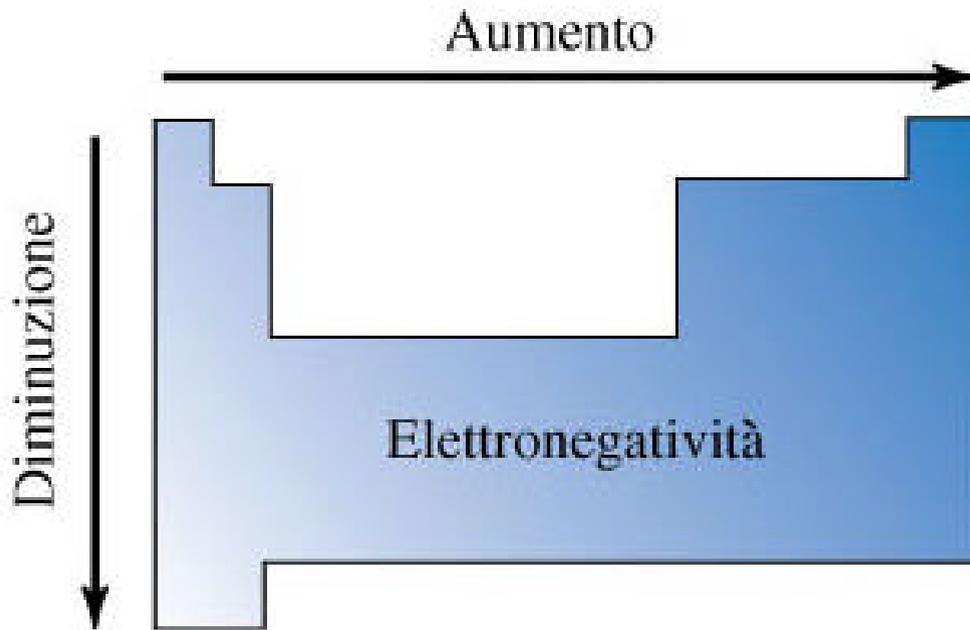
Dai concetti di potenziale di ionizzazione, affinità elettronica, dimensioni atomiche deriva una proprietà combinata assai utilizzata in chimica sperimentale:

l'elettronegatività

La più semplice definizione (Mulliken) esprime l'elettronegatività come la media tra il potenziale di ionizzazione (E.I.) e l'affinità elettronica (E.A.).
$$((E.I. - E.A.)/2).$$

Il concetto di elettronegatività è adoperato per descrivere la differenza di energia sperimentalmente osservata fra l'energia di legame di un composto eteroatomico e la media delle energie di legame degli elementi costituenti combinati in forma elementare (Pauling)

Elettronegatività degli elementi



Andamento generale dei valori di elettronegatività degli elementi dei gruppi A in funzione della loro posizione nella tavola periodica.

Come sostanzialmente per i potenziali di ionizzazione e le affinità elettroniche, l'elettronegatività degli elementi **aumenta** procedendo **lungo un periodo** e **diminuisce** lungo un **gruppo**

Valori di elettronegatività

È possibile esprimere dei valori numerici puri che sono indicativi delle rispettive elettronegatività relative, caratteristiche per ogni elemento:

TABELLA 6-3 Valori di elettronegatività degli elementi*

Metalli
 Nonmetalli
 Metalloidi

IA											VIIIA						
1 H 2.1											2 He						
2 Li 1.0	IIA Be 1.5											3 B 2.0	4 C 2.5	5 N 3.0	6 O 3.5	7 F 4.0	8 Ne
3 Na 1.0	12 Mg 1.2											13 Al 1.5	14 Si 1.8	15 P 2.1	16 S 2.5	17 Cl 3.0	18 Ar
4 K 0.9	20 Ca 1.0	21 Sc 1.3	IVB Ti 1.4	VB V 1.5	VIB Cr 1.6	VIIIB Mn 1.6	VIII B 26 Fe 1.7, 27 Co 1.7, 28 Ni 1.8			IB Cu 1.8	IIB Zn 1.6	31 Ga 1.7	32 Ge 1.9	33 As 2.1	34 Se 2.4	35 Br 2.8	36 Kr
5 Rb 0.9	37 Sr 1.0	38 Y 1.2	40 Zr 1.3	41 Nb 1.5	42 Mo 1.6	43 Tc 1.7	44 Ru 1.8	45 Rh 1.8	46 Pd 1.8	47 Ag 1.6	48 Cd 1.6	49 In 1.6	50 Sn 1.6	51 Sb 1.9	52 Te 2.1	53 I 2.5	54 Xe
6 Cs 0.8	55 Ba 1.0	56 La 1.1	72 Hf 1.3	73 Ta 1.4	74 W 1.5	75 Re 1.7	76 Os 1.9	77 Ir 1.9	78 Pt 1.8	79 Au 1.8	80 Hg 1.7	81 Tl 1.8	82 Pb 1.7	83 Bi 1.8	84 Po 1.9	85 At 2.1	86 Rn
7 Fr 0.8	87 Ra 1.0	88 Ac 1.1	* 58 Ce 1.1, 59 Pr 1.1, 60 Nd 1.1, 61 Pm 1.1, 62 Sm 1.1, 63 Eu 1.1, 64 Gd 1.1, 65 Tb 1.1, 66 Dy 1.1, 67 Ho 1.1, 68 Er 1.1, 69 Tm 1.1, 70 Yb 1.0, 71 Lu 1.2														
* 90 Th 1.2, 91 Pa 1.3, 92 U 1.5, 93 Np 1.3, 94 Pu 1.3, 95 Am 1.3, 96 Cm 1.3, 97 Bk 1.3, 98 Cf 1.3, 99 Es 1.3, 100 Fm 1.3, 101 Md 1.3, 102 No 1.3, 103 Lr 1.5																	

* I valori di elettronegatività sono indicati nella parte bassa delle caselle

Caratteristiche degli elementi

Legend:

- Nonmetals (Yellow)
- Semimetals (Green)
- Metals (Magenta)

H																	H	He
Li	Be											B	C	N	O	F	Ne	
Na	Mg											Al	Si	P	S	Cl	Ar	
K	Ca	Sc	Ti	V	Cr	Mn	Fe	Co	Ni	Cu	Zn	Ga	Ge	As	Se	Br	Kr	
Rb	Sr	Y	Zr	Nb	Mo	Tc	Ru	Rh	Pd	Ag	Cd	In	Sn	Sb	Te	I	Xe	
Cs	Ba	La	Hf	Ta	W	Re	Os	Ir	Pt	Au	Hg	Tl	Pb	Bi	Po	At	Rn	
Fr	Ra	Ac	Unq	Unp	Unh	Uns	Uno	Une										

Ce	Pr	Nd	Pm	Sm	Eu	Gd	Tb	Dy	Ho	Er	Tm	Yb	Lu
Th	Pa	U	Np	Pu	Am	Cm	Bk	Cf	Es	Fm	Md	No	Lr

Caratteristiche degli elementi

metalli	non metalli
proprietà fisiche buoni conduttori di elettricità duttili e malleabili solidi punto di fusione elevato buoni conduttori di calore	cattivi conduttori di elettricità non duttili e non malleabili solidi, liquidi o gassosi punto di fusione basso cattivi conduttori di calore
proprietà chimiche reagiscono con gli acidi formano ossidi basici bassa energia di ionizzazione formano cationi formano alogenuri ionici	non reagiscono con gli acidi formano ossidi acidi bassa affinità elettronica formano anioni formano alogenuri covalenti