

La struttura degli atomi

PARTICELLE FONDAMENTALI

Gli atomi, e quindi tutta la materia, sono principalmente costituiti da tre particelle fondamentali :
elettroni, protoni e neutroni

Particella	Massa	Carica (scala relativa)
elettrone (e^-)	$9,1066 \cdot 10^{-28} \text{ g}$	-1
protone (p o p^+)	$1,672614 \cdot 10^{-24} \text{ g}$	+1
neutrone (n o n^0)	$1,674920 \cdot 10^{-24} \text{ g}$	0

$$\frac{m_{\text{protone}}}{m_{\text{elettrone}}} = \frac{1,672614 \cdot 10^{-24}}{9,1066 \cdot 10^{-28}} = \frac{1,672614}{9,1066} \times \frac{10^{-24}}{10^{-28}} = 0,18367 \cdot 10^{-24 - (-28)} = 1,8367 \cdot 10^{-1} \cdot 10^4 = 1837$$

$$\frac{m_{\text{neutrone}}}{m_{\text{protone}}} = \frac{1,674920 \cdot 10^{-24}}{1,672614 \cdot 10^{-24}} = 1,00138$$

RUTHERFORD E L'ATOMO NUCLEARE

J.J. Thomson diceva che l'atomo era costituito da regioni di carica negativa e positiva.

Rutherford definì l'atomo come formato da piccolissimi nuclei molto densi e a carica positiva e circondati da nuvole di elettroni poste a distanze relativamente grandi dai nuclei.

Nel famoso esperimento di **Rutherford** usò una sorgente radioattiva per produrre particelle α (He^{2+}) che incidevano su una lamina d'oro. Le deviazioni delle particelle α erano rivelate da uno schermo di scintillazione.

Esperimento di Rutherford

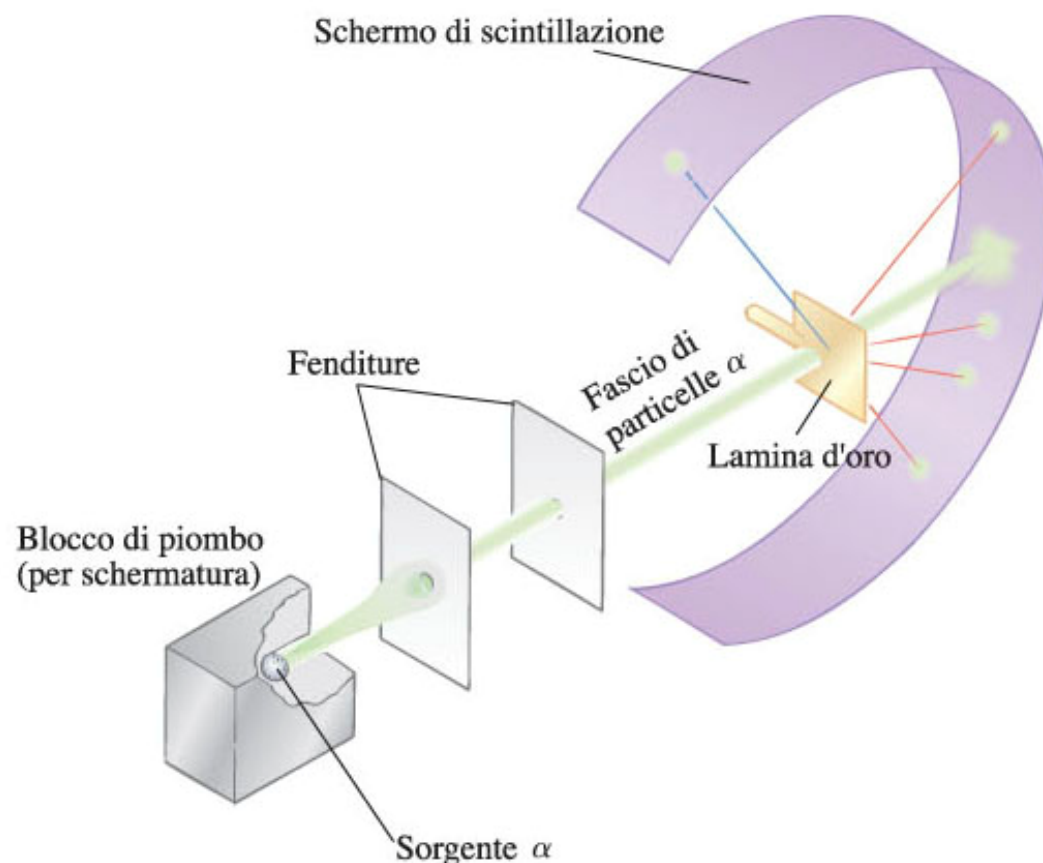


Figura 5-4 L'esperimento di Rutherford. Una sottile lamina di oro è colpita da un fascio di particelle α prodotte da una sorgente radioattiva. La maggior parte di queste passa dritta attraverso la lamina. Molte sono deflesse secondo piccoli angoli (rosso). Tali deviazioni sorpresero i ricercatori, ma 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.

Interpretazione dell'esperimento di Rutherford.

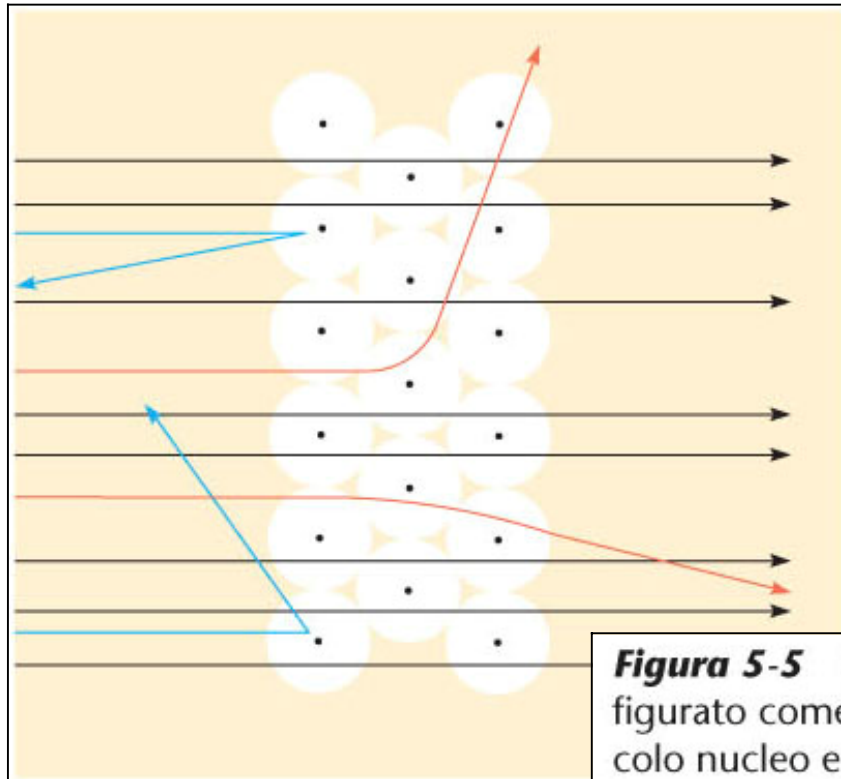


Figura 5-5 Una interpretazione dell'esperimento di Rutherford. L'atomo è raffigurato come costituito principalmente da spazio vuoto. Al centro c'è un piccolo nucleo estremamente denso che contiene tutte le cariche positive dell'atomo e quasi tutta la sua massa. Gli elettroni sono distribuiti in tutto lo spazio vuoto. La maggior parte delle particelle α (*frecce nere*), cariche positivamente, attraversa lo spazio vuoto senza deflessioni poiché passa lontano dai nuclei di oro. Le poche che passano vicino ai nuclei (*frecce rosse*) sono respinte da forze elettrostatiche e perciò deviate. Una minima parte di esse, che trovano sulla loro traiettoria un nucleo di oro, sono respinte secondo angoli acuti (*frecce blu*). I calcoli effettuati sui risultati dell'esperimento indicarono che il diametro della porzione di spazio vuoto è da diecimila a centomila volte più grande del diametro del nucleo.

Il numero atomico

Dopo l'esperimento di Rutherford, J. Moseley condusse una serie di esperimenti con i raggi X. Dai risultati sperimentali ottenuti concluse che :

Ogni elemento differisce dall'elemento che lo precede per avere una carica positiva in più nel nucleo.

Così fu possibile disporre gli elementi, nella tavola periodica, in ordine di carica nucleare crescente.

Quindi si sa che un atomo neutro di un elemento contiene un numero intero di protoni nel nucleo, uguale esattamente al numero di elettroni fuori dal nucleo.

Generazione di raggi X con fascio di elettroni di alta energia.

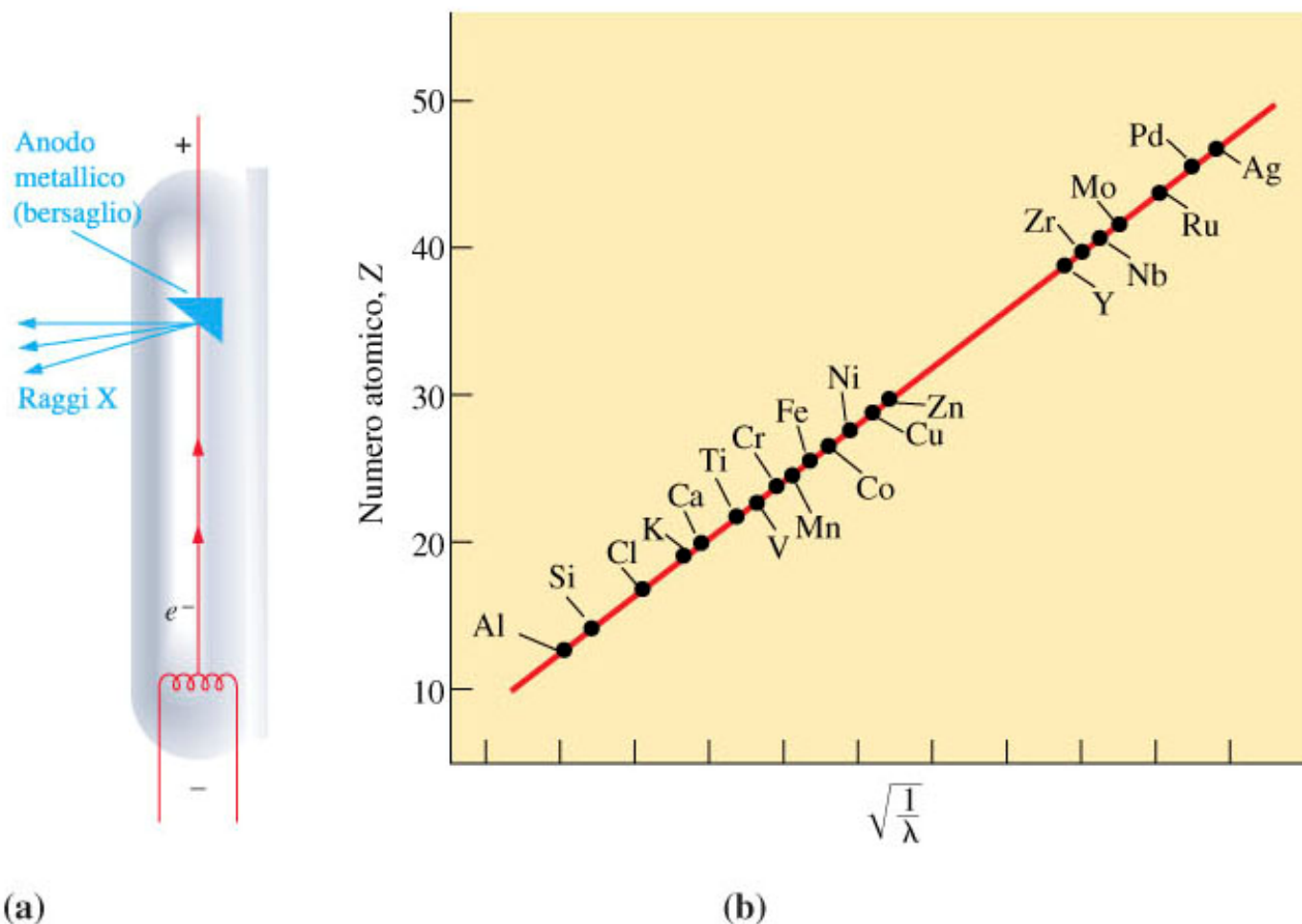


Figura 5-6 (a) Una rappresentazione semplificata della generazione di raggi X per mezzo del bombardamento di un bersaglio solido con un fascio di elettroni ad elevata energia. (b) Un diagramma di alcuni dati di Moseley. Il numero atomico di un elemento è direttamente proporzionale alla radice quadrata del reciproco della lunghezza d'onda di una particolare linea dello spettro. La lunghezza d'onda (Paragrafo 5-10) è indicata con il simbolo λ .

I neutroni

Il neutrone fu scoperto nel 1932. Si sono osservati durante un esperimento di bombardamento di atomi di berillio con particelle α di elevata energia.

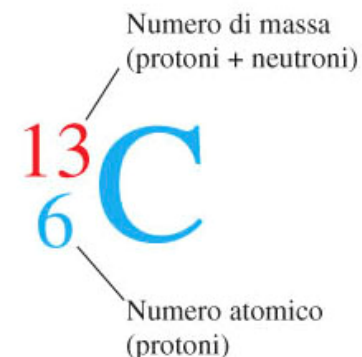


Figura 5-7 Simbolo di un nuclide. In chimica il numero atomico spesso si omette perché il simbolo dell'elemento indica senza ambiguità un ben preciso numero atomico.

In tutti i nuclei degli atomi, insieme ai protoni si trovano anche i neutroni, ad eccezione dell'idrogeno ^1H .

Le dimensioni dei nuclei sono dell'ordine di 10^{-5} nanometri (nm) mentre il diametro degli atomi è dell'ordine di 10^{-1} nm (= 1 Å; l'*Angstrom*, Å, è l'unità di lunghezza usata in campo atomico e molecolare).

Il numero di massa e gli isotopi

Quasi tutti gli elementi sono costituiti da atomi di diversa massa, chiamati isotopi.

Gli **isotopi** di un dato elemento contengono lo stesso numero di protoni ed elettroni, ma un numero differente di neutroni.

Gli **isotopi** sono atomi dello stesso elemento aventi differenti masse, in quanto contengono lo stesso numero di protoni ma differente numero di neutroni.

Abbondanza isotopi naturali

TABELLA 5-3 *Le abbondanze di alcuni isotopi naturali*

Elemento	Massa atomica (uma)	Isotopo	% Abbondanza naturale	Massa (uma)
boro	10.811	^{10}B	19.91	10.01294
		^{11}B	80.09	11.00931
ossigeno	15.9994	^{16}O	99.762	15.99492
		^{17}O	0.038	16.99913
		^{18}O	0.200	17.99916
cloro	35.4527	^{35}Cl	75.770	34.96885
		^{37}Cl	24.230	36.96590
uranio	238.0289	^{234}U	0.0055	234.0409
		^{235}U	0.720	235.0439
		^{238}U	99.2745	238.0508

I 20 elementi che hanno un solo isotopo presente in natura sono ^9Be , ^{19}F , ^{23}Na , ^{27}Al , ^{31}P , ^{45}Sc , ^{55}Mn , ^{59}Co , ^{75}As , ^{89}Y , ^{93}Nb , ^{103}Rh , ^{127}I , ^{133}Cs , ^{141}Pr , ^{159}Tb , ^{165}Ho , ^{169}Tm , ^{197}Au , and ^{209}Bi . Ci sono comunque isotopi artificiali di questi elementi.

Esperimento di Rutherford

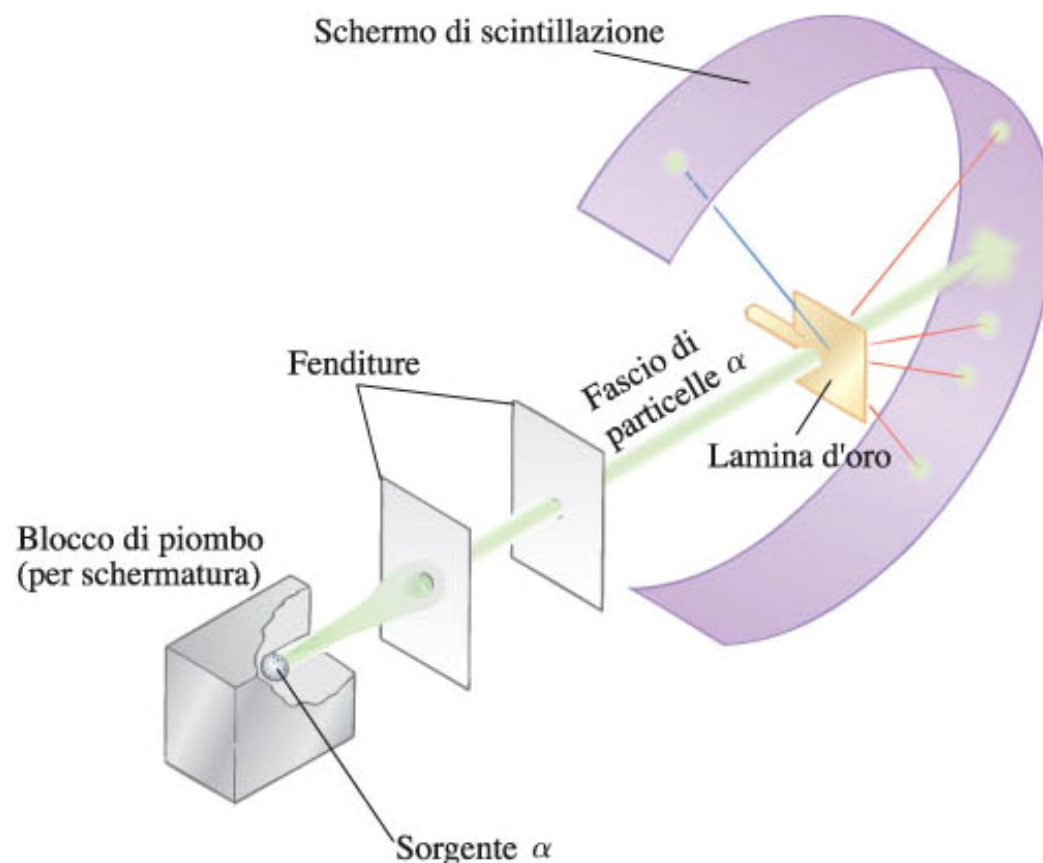


Figura 5-4 L'esperimento di Rutherford. Una sottile lamina di oro è colpita da un fascio di particelle α prodotte da una sorgente radioattiva. La maggior parte di queste passa dritta attraverso la lamina. Molte sono deflesse secondo piccoli angoli (rosso). Tali deviazioni sorpresero i ricercatori, ma 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.

Interpretazione dell'esperimento di Rutherford.

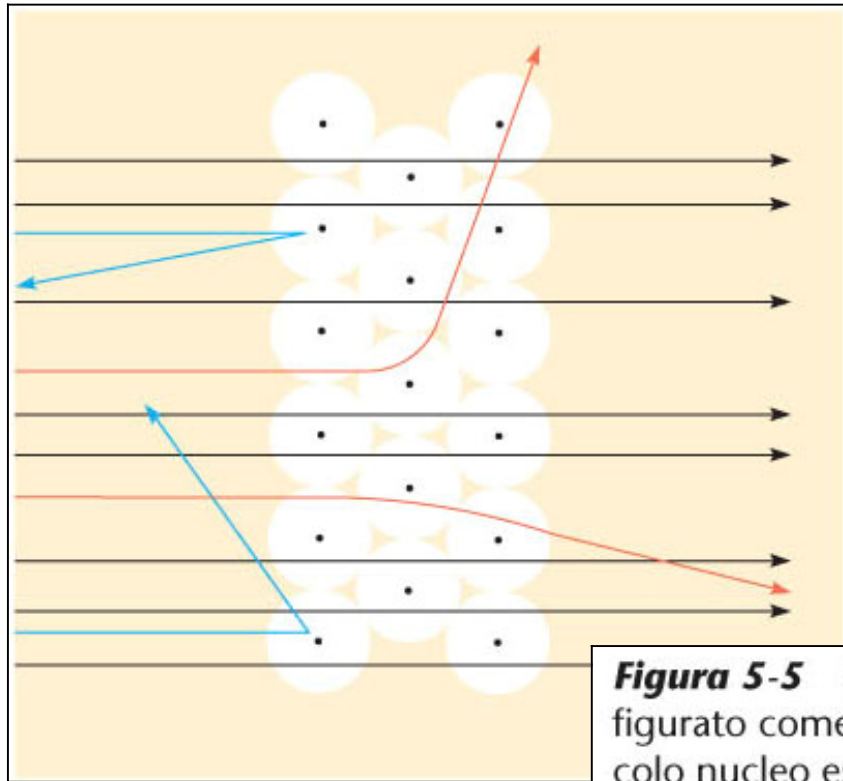


Figura 5-5 Una interpretazione dell'esperimento di Rutherford. L'atomo è raffigurato come costituito principalmente da spazio vuoto. Al centro c'è un piccolo nucleo estremamente denso che contiene tutte le cariche positive dell'atomo e quasi tutta la sua massa. Gli elettroni sono distribuiti in tutto lo spazio vuoto. La maggior parte delle particelle α (*frecce nere*), cariche positivamente, attraversa lo spazio vuoto senza deflessioni poiché passa lontano dai nuclei di oro. Le poche che passano vicino ai nuclei (*frecce rosse*) sono respinte da forze elettrostatiche e perciò deviate. Una minima parte di esse, che trovano sulla loro traiettoria un nucleo di oro, sono respinte secondo angoli acuti (*frecce blu*). I calcoli effettuati sui risultati dell'esperimento indicarono che il diametro della porzione di spazio vuoto è da diecimila a centomila volte più grande del diametro del nucleo.

La struttura elettronica degli atomi

Il modello dell'atomo di **Rutherford** è di tipo “planetario”:

- a) nucleo centrale nel quale risiede la quasi totalità della massa dell'atomo e in cui sono presenti cariche elementari positive in numero caratteristico per ciascuna specie atomica (*numero atomico*);
- b) elettroni con carica elementare negativa che ruotano attorno al nucleo in numero uguale al numero atomico.

I raggi degli atomi, considerati sferici, sono di circa 10^{-8} cm ($0,1 \text{ nm} = 1 \text{ Å}$) e quelli del nucleo di circa 10^{-12} - 10^{-13} cm: pertanto, la struttura atomica può considerarsi come una **struttura vuota**.

PROBLEMA :

Il sistema planetario di **Rutherford** dovrebbe essere *instabile*.

Gli elettroni devono muoversi con velocità adeguata per non cadere sul nucleo (come la Terra intorno al Sole), ma se ruotano dovrebbero – in base alle teorie dell'elettromagnetismo – emettere radiazioni elettromagnetiche, perdere energia e collassare sul nucleo !

Nella realtà, il sistema nucleo-elettroni è stabilissimo!

Interpretazione quantistica dell'atomo di idrogeno

Nel 1913 N. Bohr applicò la *teoria quantistica* di Planck all'atomo.

Quando l'atomo è nello *stato fondamentale* esistono solo alcuni *stati* in cui l'elettrone si trova senza emettere energia nel suo movimento attorno al nucleo: gli *stati stazionari*.

In particolare, Bohr postulò che il momento angolare dell'elettrone in uno stato stazionario debba essere un multiplo di $h/2\pi$ (h = costante di Planck = $6,625 \cdot 10^{-27} \text{ erg s}$):

$$mvr = nh/2\pi \quad (1)$$

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

Quantizzazione dei raggi delle orbite dell'atomo H

Applichiamo il 2° principio della dinamica (*forza = massa x accelerazione*) all'elettrone (massa m carica e) dell'atomo H, che supponiamo in movimento con velocità v su una circonferenza di raggio r .

$$\text{forza} = e^2/r^2 \quad \text{accelerazione} = v^2/r$$

pertanto,

$$e^2/r^2 = m \cdot v^2/r \quad (2)$$

ossia

$$e^2/r = m \cdot v^2 \quad (2')$$

Dall'eq. $mvr = nh/2\pi$ otteniamo $v^2 = (nh)^2/(2\pi mr)^2$;
sostituendo v^2 nella (2') abbiamo:

$$r = n^2 h^2 / 4\pi^2 m e^2 = n^2 \cdot 0,53 \cdot 10^{-8} \text{ cm} \quad (3)$$

Anche le orbite sono dunque *quantizzate* !

$$n = 1; r = 1^2 \cdot 0,53 \cdot 10^{-8} \text{ cm} = 0,53 \text{ \AA}$$

$$n = 2; r = 2^2 \cdot 0,53 \cdot 10^{-8} \text{ cm} = 2,12 \text{ \AA}$$

$$n = 3; r = 3^2 \cdot 0,53 \cdot 10^{-8} \text{ cm} = 4,77 \text{ \AA}$$

ecc.

Questo implica che nello ***stato fondamentale***, l'elettrone ruota con traiettoria circolare sulla superficie di una sfera di raggio $r = 0,53 \text{ \AA}$.

Quantizzazione dell'energia dell'elettrone dell'atomo H

Ad ogni orbita corrisponde un definito valore dell'energia dell'elettrone che la percorre, anch'essa quantizzata.

L'energia totale, E , è la somma di energia cinetica (T) ed energia potenziale (V)

$$T = m \cdot v^2 / 2 \quad V = - e^2 / r$$

Ora, $m \cdot v^2 / r = e^2 / r^2$ e dunque $T = m \cdot v^2 / 2 = e^2 / 2r$; inoltre dalla (3) abbiamo $r = n^2 h^2 / 4 \pi^2 m e^2$ pertanto

$$\begin{aligned} E_n &= T + V = e^2 / 2r - e^2 / r = - e^2 / 2r = \\ &= -(1/n)^2 \cdot 2 \pi^2 m e^4 / h^2 \end{aligned} \quad (4)$$

Poiché l'elettrone dell'H può avere solo le energie definite dalla (4), se si fornisce energia all'elettrone sullo stato stazionario $n = 1$ essa potrà essere assorbita solo se è in grado di far *saltare* l'elettrone dal primo stato ad uno successivo.

L'elettrone *eccitato* tende poi a tornare spontaneamente nello stato di minore energia, riemettendo, sotto forma di radiazione, l'energia che aveva assorbito nella eccitazione.

A. Einstein aveva stabilito che ad una radiazione di frequenza ν è associato un *quanto* di energia ε (*fotone*) :

$$\varepsilon = h \nu$$

ovvero che una radiazione manifesta la propria energia in modo discontinuo, per *quanti di energia*, ε .

Per fornire all'elettrone energia "luminosa" è allora necessario usare una radiazione di frequenza opportuna: l'elettrone assorbe in tal caso il *quanto* di energia, *si eccita* e passa ad uno stato a più alta energia.

Livelli di energia e transizioni energetiche dell'elettrone nell'atomo H

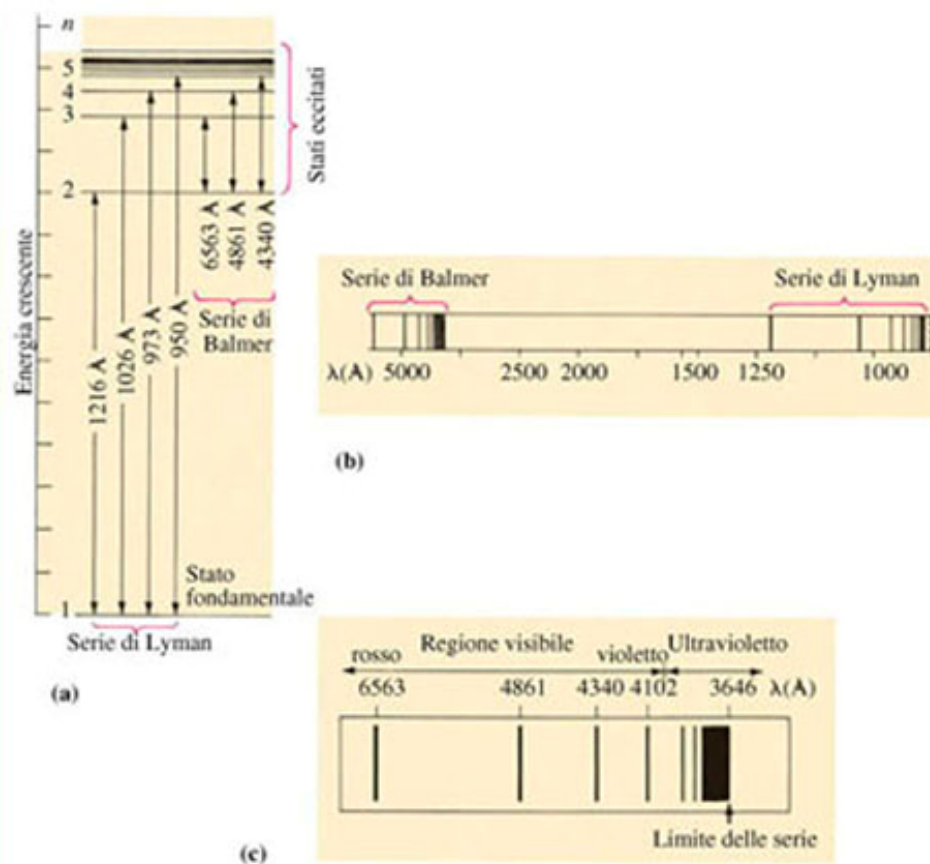


Figura 5-17 (a) I livelli di energia che l'elettrone di un atomo di idrogeno può occupare ed alcune transizioni che producono lo spettro di emissione di tale elemento. I numeri sulle linee verticali indicano le lunghezze d'onda della luce emessa quando l'elettrone passa ad un livello energetico inferiore. (È assorbita luce della stessa lunghezza d'onda quando l'elettrone fa il percorso opposto). La differenza di energia tra due dati livelli energetici è esattamente la stessa per tutti gli atomi di idrogeno e corrisponde ad una specifica lunghezza d'onda e ad una specifica linea dello spettro di emissione dell'idrogeno. In un certo campione, alcuni atomi di idrogeno potrebbero avere il proprio elettrone eccitato al livello $n = 2$. Alcuni di essi potrebbero quindi cadere al livello $n = 1$ emettendo un quanto luminoso corrispondente alla differenza di energia tra i due stati (transizione a 1216 Å). Altri atomi potrebbero invece avere gli elettroni eccitati al livello 3 e alcuni di essi potrebbero passare al livello $n = 1$ (transizione a 1026 Å). Poiché i livelli energetici più elevati hanno valori di energia sempre più vicini tra loro, le differenze di energia per transizioni successive diventano sempre più piccole. Le linee corrispondenti sullo spettro di emissione sono quindi sempre più vicine fino a formare uno spettro continuo, una serie di linee così vicine da essere indistinguibili. (b) Lo spettro di emissione dell'idrogeno. La serie di linee prodotte dalla caduta degli elettroni da un certo livello al livello $n = 1$ è conosciuta con il nome *serie di Lyman* (la serie è collocata nella regione dell'ultravioletto). Una transizione in cui l'elettrone cade al livello $n = 2$ genera un insieme simile di linee, nella regione del visibile, chiamata *serie di Balmer*. Non sono rappresentate serie di linee che coinvolgono transizioni da livelli di energia con valori di n più elevati. (c) La serie di Balmer mostrata su una scala espansa. La linea a 6563 Å (la transizione $n = 3 \rightarrow n = 2$) è molto più intensa della linea a 4861 Å (la transizione $n = 4 \rightarrow n = 2$) perché la prima transizione avviene con maggiore frequenza rispetto alla seconda. Le linee successive sullo spettro sono meno intense e ci si avvicina al limite della serie con righe sempre più deboli perché corrispondenti a transizioni meno probabili.

Spettro atomico dell' idrogeno.

Quando si fa passare una corrente elettrica attraverso idrogeno gassoso a bassa pressione, si ottiene uno spettro con diverse linee. Queste linee furono studiate ed alla fine del XIX secolo J. Balmer e J. Rydberg dimostrarono che le lunghezze d'onda corrispondenti alle diverse linee dello spettro dell'idrogeno sono descritte dall'equazione (empirica!):

$$\frac{1}{\lambda} = \text{cost } t \left(\frac{1}{n_1^2} - \frac{1}{n_2^2} \right)$$

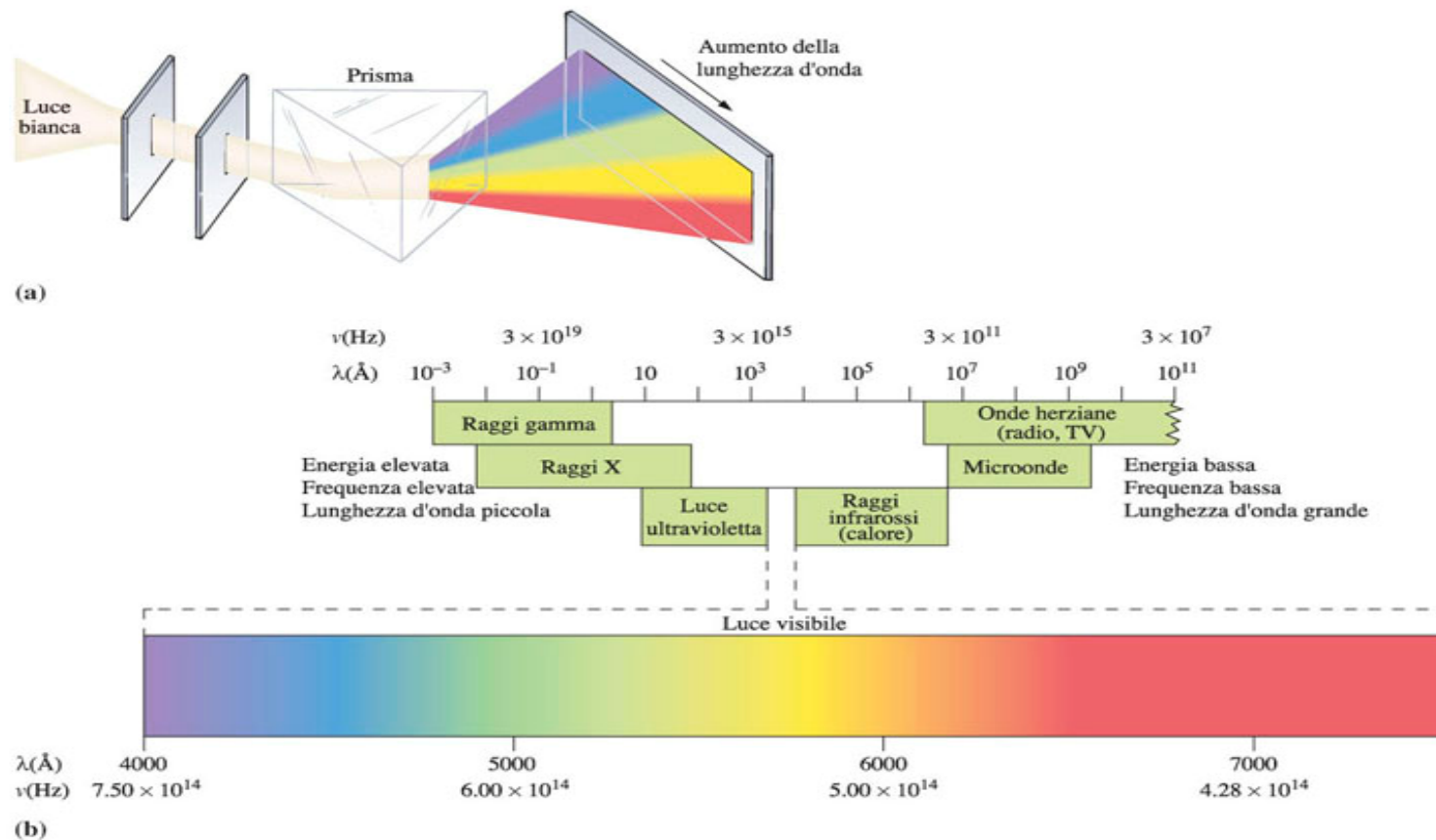


Figura 5-12 Dispersione della luce visibile in un prisma. La luce proveniente da una sorgente di luce bianca passa attraverso una fenditura e successivamente attraverso un prisma. È così separata in tutte le lunghezze d'onda che formano lo spettro continuo del visibile. (b) La luce visibile è solo una 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 della 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 al decrescere della frequenza.

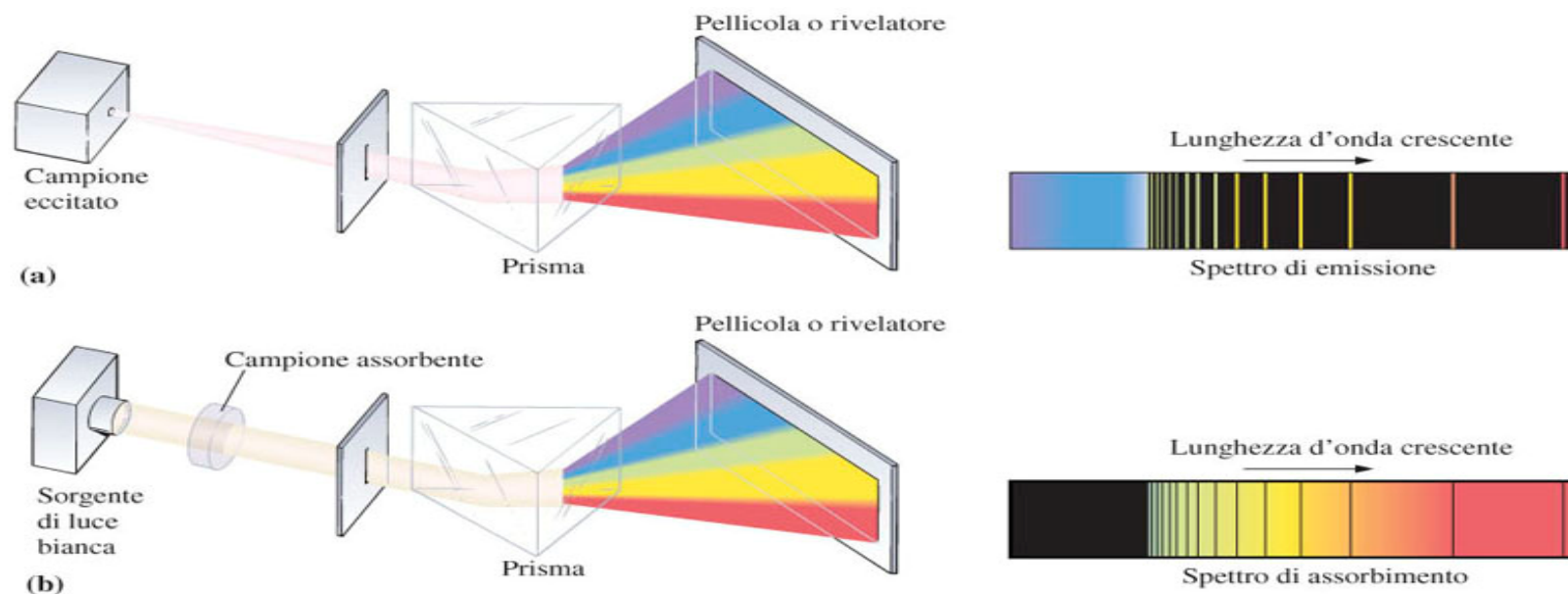
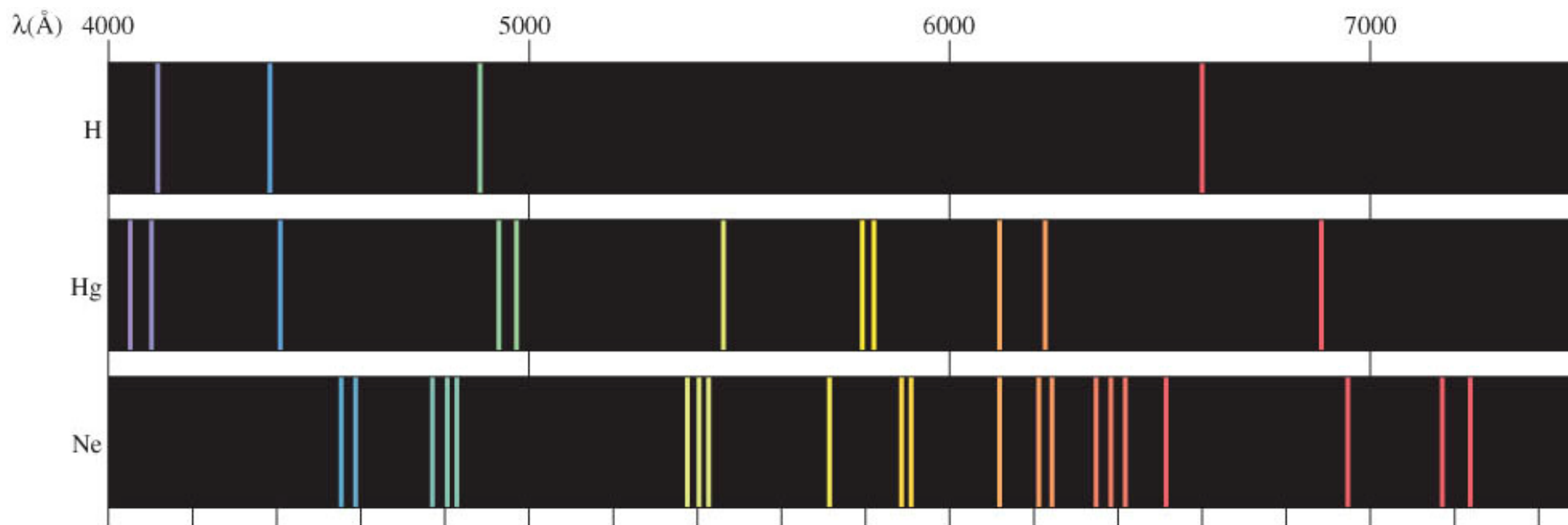


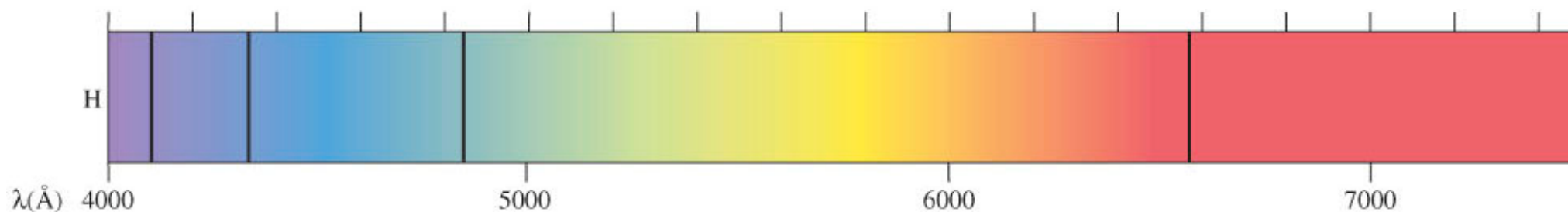
Figura 5-14 (a) *Emissione atomica.* La luce emessa da un campione di atomi di idrogeno eccitati (o di qualsiasi altro elemento) può essere fatta passare attraverso un prisma e separata in ben precise lunghezze d'onda. Così, uno spettro di emissione, il quale è una registrazione fotografica delle lunghezze d'onda scomposte, è chiamato spettro a righe. Qualsiasi campione di dimensioni ragionevoli contiene un numero enorme di atomi. Sebbene un singolo atomo possa passare ad un solo stato eccitato alla volta, l'insieme degli atomi in un campione macroscopico contiene tutti i possibili stati eccitati. Responsabile dello spettro è la luce emessa quando un atomo passa dallo stato eccitato ad uno di minore energia. (b) *Assorbimento atomico.* Quando la luce bianca passa attraverso degli atomi di idrogeno non eccitati e successivamente attraverso una fenditura ed un prisma, la radiazione trasmessa manca di alcune lunghezze d'onda, che sono le stesse emesse eccitando la sostanza (vedi il punto (a)). Lo spettro di assorbimento è anch'esso uno spettro a righe, immagine negativa dello spettro di emissione.

Spettri atomici di alcuni elementi



(a)

Spettri di emissione di alcuni atomi



(b)

Spettro di assorbimento dell'atomo di idrogeno

Ricordiamo l'equazione di Einstein:

$$\varepsilon = h \nu$$

e cerchiamo di vedere se il modello di Bohr "funziona".

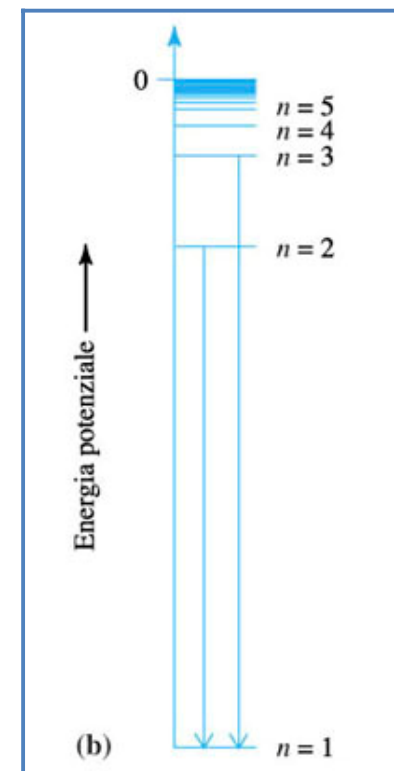
$$\nu = \frac{\varepsilon}{h} = \frac{E_2 - E_1}{h} = \frac{2\pi^2 m e^4}{h^3} \left(\frac{1}{n_1^2} - \frac{1}{n_2^2} \right)$$

Per un'onda elettromagnetica, la relazione tra frequenza e lunghezza d'onda è $\nu = c/\lambda$, dove c è la velocità della luce

$$\frac{1}{\lambda} = \frac{\varepsilon}{hc} = \frac{E_2 - E_1}{hc} = \frac{2\pi^2 m e^4}{h^3 c} \left(\frac{1}{n_1^2} - \frac{1}{n_2^2} \right) = \text{cost} \cdot \left(\frac{1}{n_1^2} - \frac{1}{n_2^2} \right)$$

I valori della costante (*cost*) trovati sperimentalmente e calcolati con il modello di Bohr sono risultati in ottimo accordo.

La costante viene indicata con la lettera R (*costante di Rydberg*, $R = 109.737 \text{ cm}^{-1}$).



Sviluppi successivi alla quantizzazione di Bohr

La teoria di Bohr mostrava però alcune lacune quando si tentò di applicarla agli spettri di atomi diversi dall'H, con più di un elettrone.

Negli spettri di questi atomi si rilevarono gruppi di righe molto vicine tra loro, non interpretabili con la teoria di Bohr.

Fu Sommerfeld (1915) a fornire una interpretazione di questi *multipletti* → orbite ellittiche e non circolari!

Con questa ipotesi, occorreva introdurre un secondo numero quantico: infatti se basta un parametro (r) per definire un'orbita circolare, per un'orbita ellittica ne servono due (ad es. i due assi dell'ellisse):

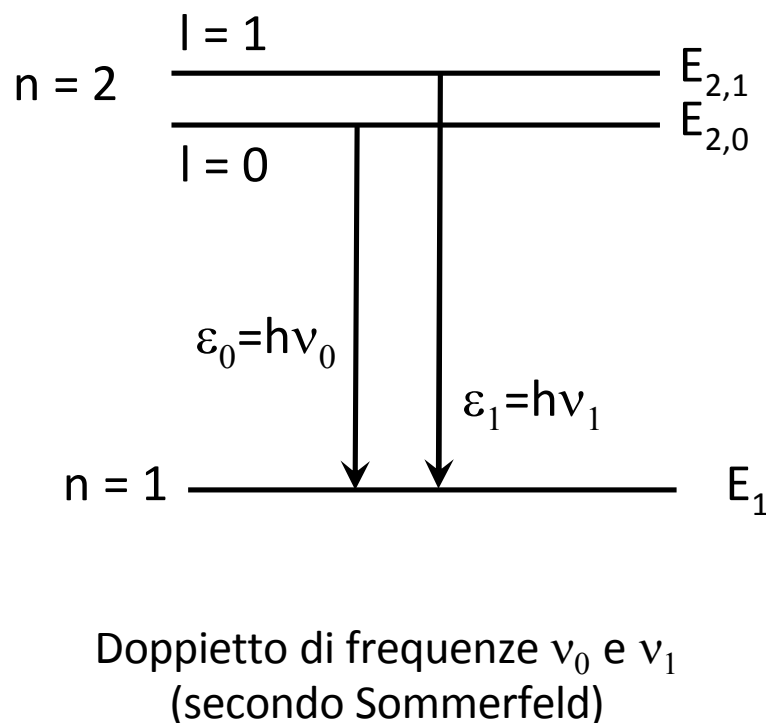
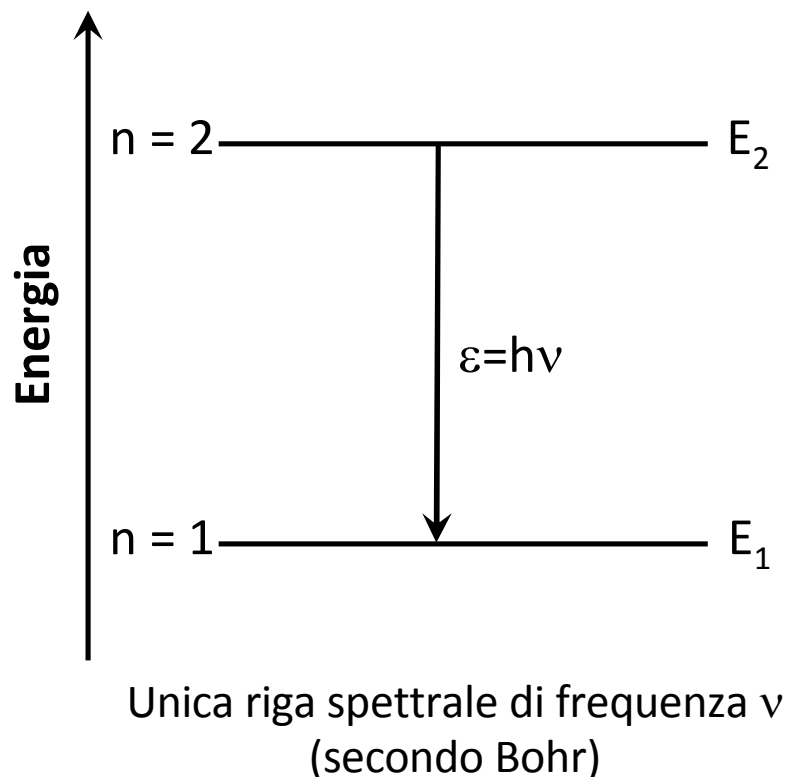
n = numero quantico principale

l = numero quantico angolare ($0 < l < n-1$)

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

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

Quindi, per un elettrone con $n = 2$, l può assumere i valori 0 e 1, cui competono due orbite: $n=2, l=0$ e $n=2, l=1$ che differiscono non di molto anche per i valori dell'energia ($E_{2,0}$; $E_{2,1}$).



Ma il contributo di Sommerfeld si mostrò insufficiente.

Quando gli atomi venivano eccitati in presenza di campi magnetici, si osservavano ulteriori sdoppiamenti di righe di emissione (*Effetto Zeeman*)

Si fece l'ipotesi che, al pari del campo magnetico generato dalla corrente elettrica in un conduttore, il movimento dell'elettrone attorno al nucleo generasse anch'esso un campo magnetico.

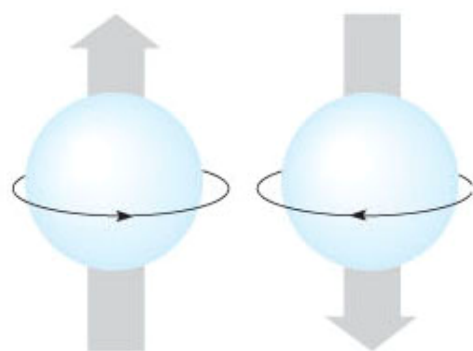
In una più completa trattazione si tenne conto di ciò e fu necessario introdurre un terzo numero quantico, il *numero quantico magnetico* (m o m_l):

n = numero quantico principale

l = numero quantico angolare ($0 < l < n-1$)

m = numero quantico magnetico ($0, \pm 1, \pm 2, \pm 3 \dots \pm l$)

Ulteriori evidenze sperimentali indussero a ritenere che l'elettrone, durante il suo moto intorno al nucleo, ruotasse su se stesso, in senso orario o antiorario, necessitando pertanto di un quarto numero quantico, detto *numero quantico di spin* (m_s), o *spin*, che può assumere i valori $\pm \frac{1}{2}$, a seconda del senso di rotazione.



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).

Principio di esclusione (W. Pauli, 1925)

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

(numero quantico principale)

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

(numero quantico angolare)

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

(numero quantico magnetico)

$$m_s = \pm \frac{1}{2}$$

(numero quantico di spin)

In un singolo atomo non possono coesistere due elettroni che abbiano i 4 numeri quantici uguali.

Valori consentiti dei numeri quantici

TABELLA 5-4 Valori consentiti dei numeri quantici fino ad $n = 4$

n	ℓ	m_ℓ	m_s	Numero massimo di elettroni in un sottolivello $= 4\ell + 2$	Numero massimo di elettroni per un livello energetico $= 2n^2$
1	0 (1s)	0	$+\frac{1}{2}, -\frac{1}{2}$	2	2
2	0 (2s)	0	$+\frac{1}{2}, -\frac{1}{2}$	2	8
	1 (2p)	-1, 0, +1	$\pm\frac{1}{2}$ per ogni valore di m_ℓ	6	
3	0 (3s)	0	$+\frac{1}{2}, -\frac{1}{2}$	2	18
	1 (3p)	-1, 0, +1	$\pm\frac{1}{2}$ per ogni valore di m_ℓ	6	
	2 (3d)	-2, -1, 0, +1, +2	$\pm\frac{1}{2}$ per ogni valore di m_ℓ	10	
4	0 (4s)	0	$+\frac{1}{2}, -\frac{1}{2}$	2	32
	1 (4p)	-1, 0, +1	$\pm\frac{1}{2}$ per ogni valore di m_ℓ	6	
	2 (4d)	-2, -1, 0, +1, +2	$\pm\frac{1}{2}$ per ogni valore di m_ℓ	10	
	3 (4f)	-3, -2, -1, 0, +1, +2, +3	$\pm\frac{1}{2}$ per ogni valore di m_ℓ	14	

La teoria di Bohr, perfezionata da Sommerfeld e altri tra il 1913 e il 1925, non poteva però essere ritenuta soddisfacente in quanto **non era una teoria unitaria**, ma era frutto della necessità di interpretare successivi, imprevisti dati sperimentali.

Il principio di indeterminazione

Nel 1927 W. Heisenberg formulò il *principio di indeterminazione*. Egli scoprì che quanto più precisamente viene determinata la posizione di una particella, tanto meno precisamente può essere definita la sua velocità. Se conosciamo la posizione di una particella di massa m con una approssimazione Δx , allora la sua velocità deve avere una incertezza minima corrispondente a Δv tale che:

$$\Delta x \cdot (m\Delta v) \geq h/4\pi$$

Il principio di Heisenberg implica che il modello di Bohr, in cui gli elettroni percorrono orbite definite, non può essere valido poiché un elettrone in un'orbita di questo tipo possiede sia posizione, sia velocità ben definite.

NOTA: Bohr calcolò che l'elettrone che si muove sull'orbita di raggio 0,53 Å era di 2200 km/s ($\approx$ 8 milioni di km/h !).

L'elettrone e la sua onda associata

Nel 1924 L. De Broglie formulò la *teoria ondulatoria*.

Egli dimostrò che ad ogni corpuscolo materiale di massa m in moto con velocità v è associata una radiazione con lunghezza d'onda:

$$\lambda = h/mv$$

Nel 1927 questo *dualismo onda-particella* fu dimostrato da G. Davisson e L. Germer, che osservarono la diffrazione (tipico fenomeno ondulatorio) degli elettroni ad opera dei cristalli.

Nel 1932, O. Stern provò che anche un fascio di atomi o di molecole dà luogo a fenomeni di diffrazione: **il concetto di onda associata è valido per ogni forma di materia !**

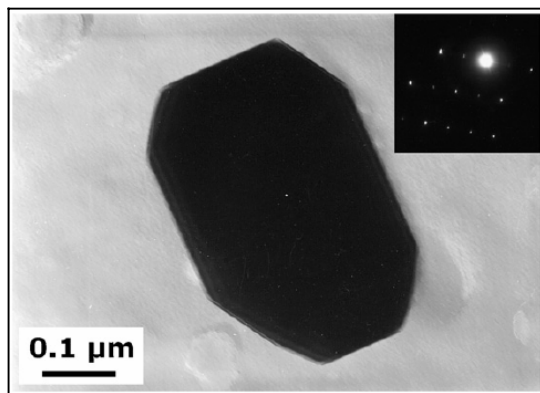


Immagine di un cristallo al microscopio elettronico e della diffrazione di elettroni da esso prodotta.

Il concetto di onda associata all'elettrone è di straordinaria importanza, e segna una svolta epocale per la Scienza.

La *teoria ondulatoria* indusse i ricercatori a considerare l'elettrone nell'atomo non più come un pianeta in rotazione intorno ad una stella (sia pure con orbite ed energie quantizzate), ma come entità *delocalizzata* di cui si deve parlare in termini di probabilità di trovare la carica elettrica negativa vicino al nucleo.

Quindi, l'unico elettrone dell'atomo H non è più una particella che ruota su un'orbita definita, ma va considerato come *elettricità delocalizzata in un'onda*.

Il quadrato dell'ampiezza dell'onda in un punto rappresenta la probabilità che l' e^- si trovi in quel punto.

Il modello ondulatorio consente di stabilire le zone dello spazio attorno al nucleo di un atomo dove è massima la densità di carica negativa, cioè la probabilità di trovarvi l'elettrone.

L'equazione di Schrödinger (1926) consente di trovare le **funzioni d'onda** (indicate con Ψ , psi) tali che $\Psi^2 dV$ rappresenta la probabilità di trovare l'elettrone in un elemento di volume, dV , attorno al nucleo.

A queste Ψ fanno idealmente riscontro le orbite della teoria quantistica, ma secondo la teoria ondulatoria l'elettrone si trova delocalizzato attorno al nucleo.

Le funzioni Ψ prendono il nome di **orbitali**.

Nelle espressioni matematiche degli orbitali compaiono gli stessi numeri quantici n , l e m che abbiamo incontrato nella trattazione quantistica.

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

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

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

Successivi sviluppi teorici portano P. Dirac ad introdurre un quarto coefficiente anch'esso già incontrato: $m_s = \pm \frac{1}{2}$.

Pertanto sia la teoria quantistica sia la teoria ondulatoria prevedono che ciascun elettrone è definito da una quaterna di numeri quantici.

Anche nella teoria ondulatoria sono i valori di n e di l (in assenza di campi esterni) a determinare le energie degli orbitali, le cui forme sono principalmente definite da l , e le cui orientazioni nello spazio sono dipendenti da m .

Un orbitale con numeri quantici n , l e m si indica con Ψ_{nlm} .
Ad esempio un orbitale con $n = 2$, $l = 1$, $m = 0$, si scrive Ψ_{210} .

In base ai valori di l , gli orbitali relativi vengono indicati (per convenzione internazionale) con le seguenti lettere:

orbitali con $l = 0$	orbitali s
orbitali con $l = 1$	orbitali p
orbitali con $l = 2$	orbitali d
orbitali con $l = 3$	orbitali f

La stessa convenzione vale per gli elettroni che occupano i vari orbitali: un e^- sull'orbitale $3p$ viene indicato come *elettrone 3p*. La Tabella mostra gli orbitali possibili per $n = 1, n = 2, n = 3$.

valori dei numeri quantici			orbitali possibili per ciascun n	numero e tipo di orbitali possibili per ciascun n	numero totale di possibili orbitali per ciascun n
n	l	m			
1	0	0	ψ_{100}	1 orbitale $1s$	1
2	0	0	ψ_{200}	1 orbitale $2s$	4
	1	-1	ψ_{21-1}	3 orbitali $2p$	
		0	ψ_{210}		
		+1	ψ_{211}		
3	0	0	ψ_{300}	1 orbitale $3s$	9
	1	-1	ψ_{31-1}	3 orbitali $3p$	
		0	ψ_{310}		
		+1	ψ_{311}		
	2	-2	ψ_{32-2}	5 orbitali $3d$	
		-1	ψ_{32-1}		
		0	ψ_{320}		
		+1	ψ_{321}		
		+2	ψ_{322}		

Forme degli orbitali

Le **forme** degli orbitali sono principalmente definite da **l** . Ma dal punto di vista chimico a noi interessa la funzione (proporzionale a Ψ^2) che dà la probabilità di trovare l'elettrone a distanza r dal nucleo.

Si usa pertanto rappresentare gli orbitali con una **nube di elettricità** al cui interno è contenuto almeno il 90 % della carica dell'elettrone (o di due elettroni con *spin* opposto) in essa delocalizzati.

Orbitali s ($l = 0$):

la distribuzione della carica dell'elettrone in un orbitale s attorno al nucleo è sempre sferica.

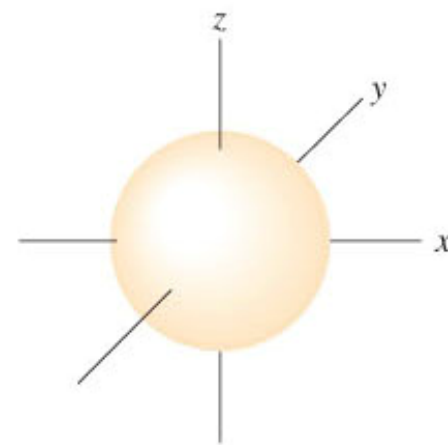


Figura 5-21 La forma dell'orbitale s .

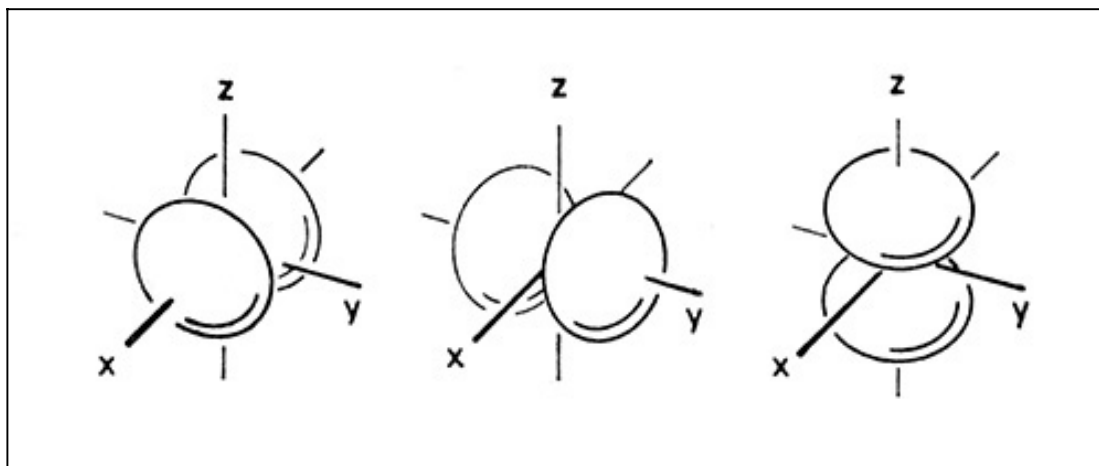
Orbitali p ($l = 1$): gli orbitali p possibili sono sempre 3 perché ad $l = 1$ abbiamo tre valori di m ($m = 1, m = 0, m = -1$).

Per un generico numero quantico principale $n \geq 2$ gli orbitali p sono:

$$\psi_{n,1,1} \quad \psi_{n,1,0} \quad \psi_{n,1,-1}$$

Questi orbitali hanno una forma lobata, e sono tra loro ortogonali, da cui il nome p_x , p_y e p_z .

La loro energia dipende da n e da l , non da m e dunque sono *isoenergetici*, o *degeneri* (m determina l'orientazione nello spazio).



Un'altra rappresentazione degli orbitali p

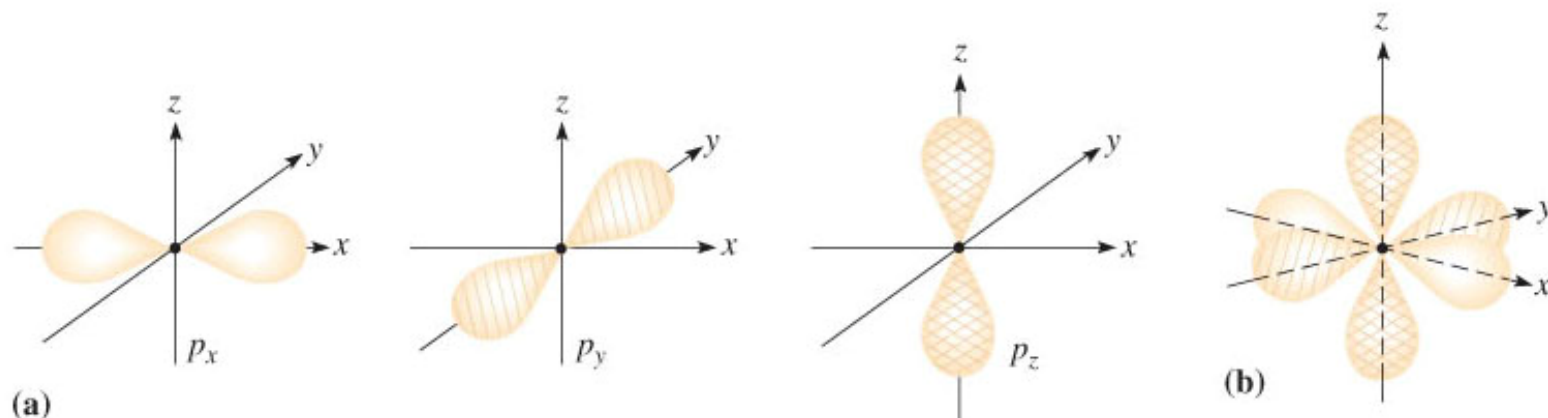


Figura 5-23 (a) Le orientazioni relative di un insieme di orbitali p . (b) I tre orbitali p (p_x , p_y , p_z) visti insieme. Il nucleo è al centro; i lobi sono, in realtà, più diffusi (più "panciuti") di quanto disegnato. Vedere Figura 5-26.

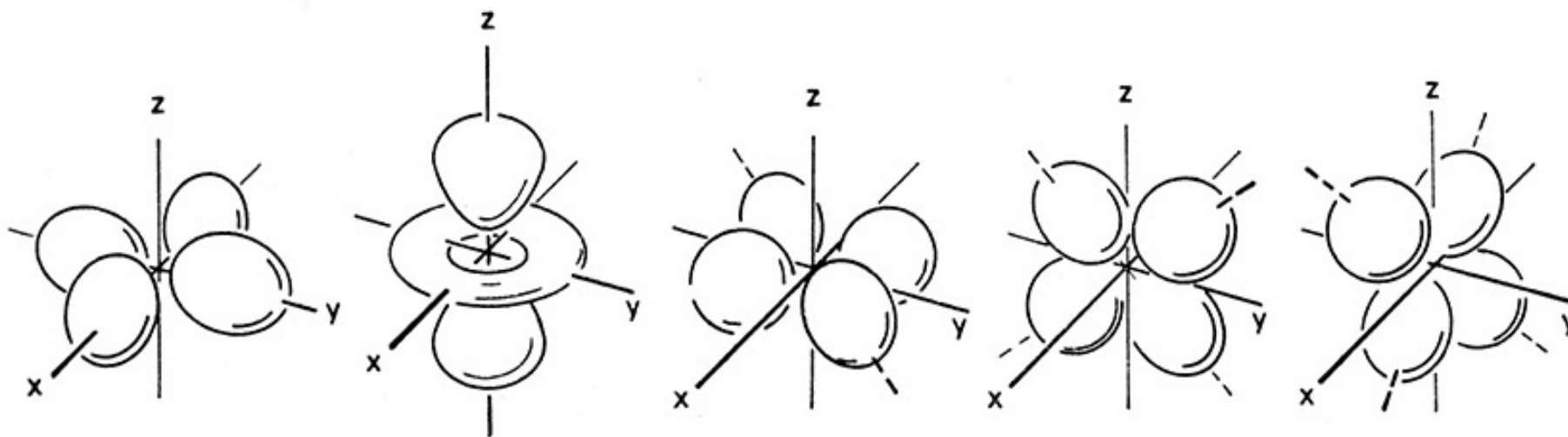
Orbitali d ($l = 2$): gli orbitali d possibili sono sempre 5 perché ad $l = 2$ abbiamo cinque valori di m : 2, 1, 0, -1, -2.

Per un qualsiasi numero quantico principale $n \geq 3$ gli orbitali d sono:

$$\psi_{n,2,2} \quad \psi_{n,2,1} \quad \psi_{n,2,0} \quad \psi_{n,2,-1} \quad \psi_{n,2,-2}$$

Anche i cinque orbitali d (sempre in assenza di perturbazioni esterne) sono **degeneri** (si dice che il livello d è *5 volte degenero*).

Hanno una forma più complessa:



Un'altra rappresentazione degli orbitali d

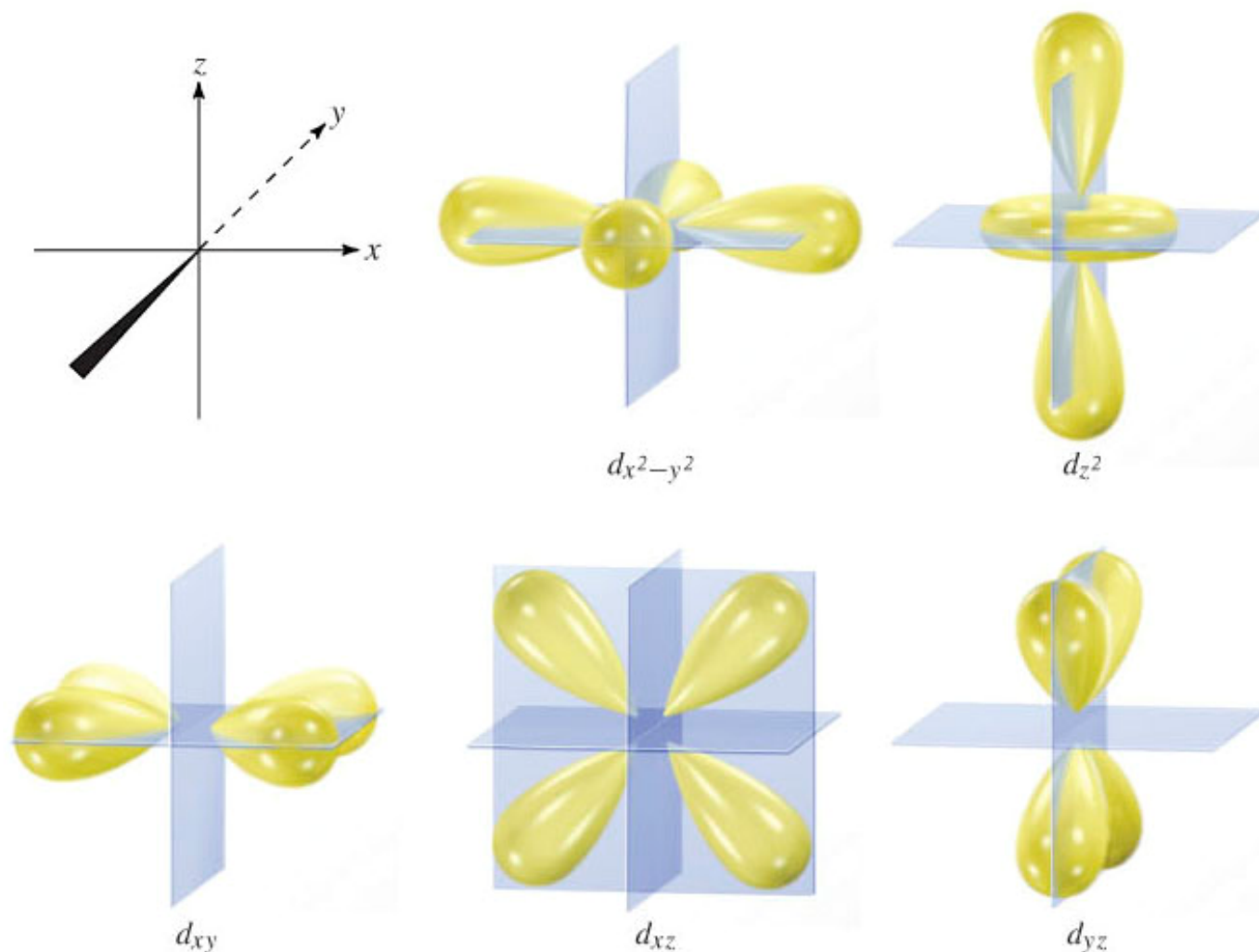


Figura 5-24 Orientazione spaziale degli orbitali d . Si noti come i lobi degli orbitali $d_{x^2-y^2}$ e d_{z^2} giacciono lungo gli assi, mentre i lobi degli altri orbitali siano lungo le bisettrici.

Carattere direzionale e dimensioni relative degli orbitali.

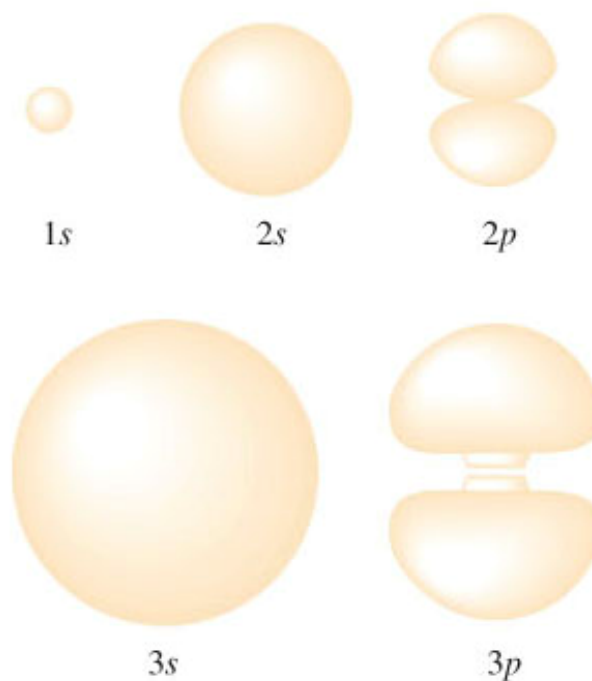


Figura 5-26 Forme e dimensioni relative di alcuni orbitali di uno stesso atomo.

Principio di esclusione (W. Pauli, 1925)

In un singolo atomo non possono coesistere due elettroni che abbiano i 4 numeri quantici uguali.

Un qualsiasi orbitale $\Psi_{n,l,m}$ può essere occupato al massimo da due elettroni che hanno uguali i numeri quantici n , l , e m , ma differiscono soltanto per lo spin ($m_s = \pm \frac{1}{2}$).

Un orbitale può dunque essere:

- a) non occupato;
- b) occupato da un elettrone;
- c) occupato da due elettroni con spin opposto.

Energia degli orbitali

Abbiamo più volte detto che l'energia di un orbitale, e dunque degli elettroni (uno oppure due) in esso presenti, è determinata da n e l .

Per ciascuna specie atomica sono stati determinati i valori delle energie dei diversi orbitali; tali valori sono diversi nelle diverse specie atomiche per elettroni con stesso n e l : un elettrone $2p$ in O ha energia diversa da quella di un elettrone $2p$ in Zn.

Ciononostante, **la sequenza delle energie degli orbitali è uguale per tutte le specie atomiche fino all'orbitale $3p$** ($1s < 2s < 2p < 3s < 3p$), mentre per gli orbitali successivi si hanno alcune irregolarità (su cui non ci soffermiamo).

Principio di Hund

Il **principio della massima molteplicità** (F. Hund, 1925) afferma che se più elettroni occupano orbitali degeneri (cioè con uguali valori di n e l), essi si distribuiscono, con *spin* paralleli, sul numero massimo possibile di questi.

In N sono presenti 7 elettroni, di cui 3 in orbitali $2p$, che sono degeneri. Indicando con tre quadratini adiacenti i 3 orbitali p degeneri, la distribuzione degli elettroni deve essere, secondo il principio di Hund: $\boxed{\uparrow}\boxed{\uparrow}\boxed{\uparrow}$, e non $\boxed{\downarrow}\boxed{\uparrow}\boxed{\uparrow}$, né $\boxed{\downarrow}\boxed{\uparrow}\boxed{\uparrow}\boxed{}$.

In O sono presenti 8 elettroni, di cui 4 in orbitali $2p$. La distribuzione degli elettroni deve essere, secondo il principio di Hund: $\boxed{\downarrow\uparrow}\boxed{\uparrow}\boxed{\uparrow}$, e non $\boxed{\downarrow\uparrow}\boxed{\downarrow\uparrow}\boxed{}$, ecc.

Costruzione ideale di atomi

La distribuzione degli elettroni intorno al nucleo di un dato elemento nel suo stato di minima energia è chiamata **configurazione elettronica nel suo stato fondamentale**.

Per descrivere la configurazione elettronica dello stato fondamentale si utilizza il **principio di Aufbau**.

Ogni atomo si “costruisce”:

1. inserendo un numero appropriato di protoni e neutroni nel nucleo come specificato dal numero atomico e dal numero di massa;
2. inserendo il numero necessario di elettroni negli orbitali di **energia via via crescente** in modo che si abbia la minima energia totale possibile.

Ordine di riempimento degli orbitali atomici

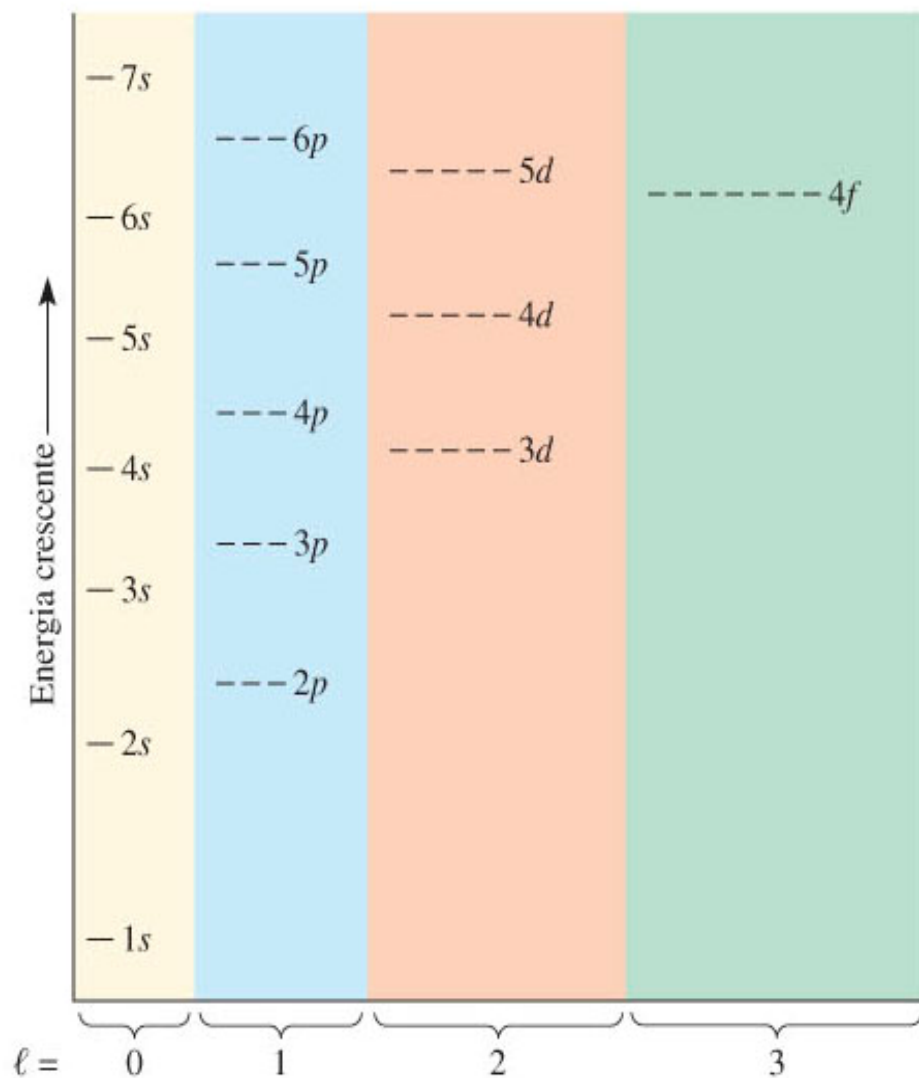


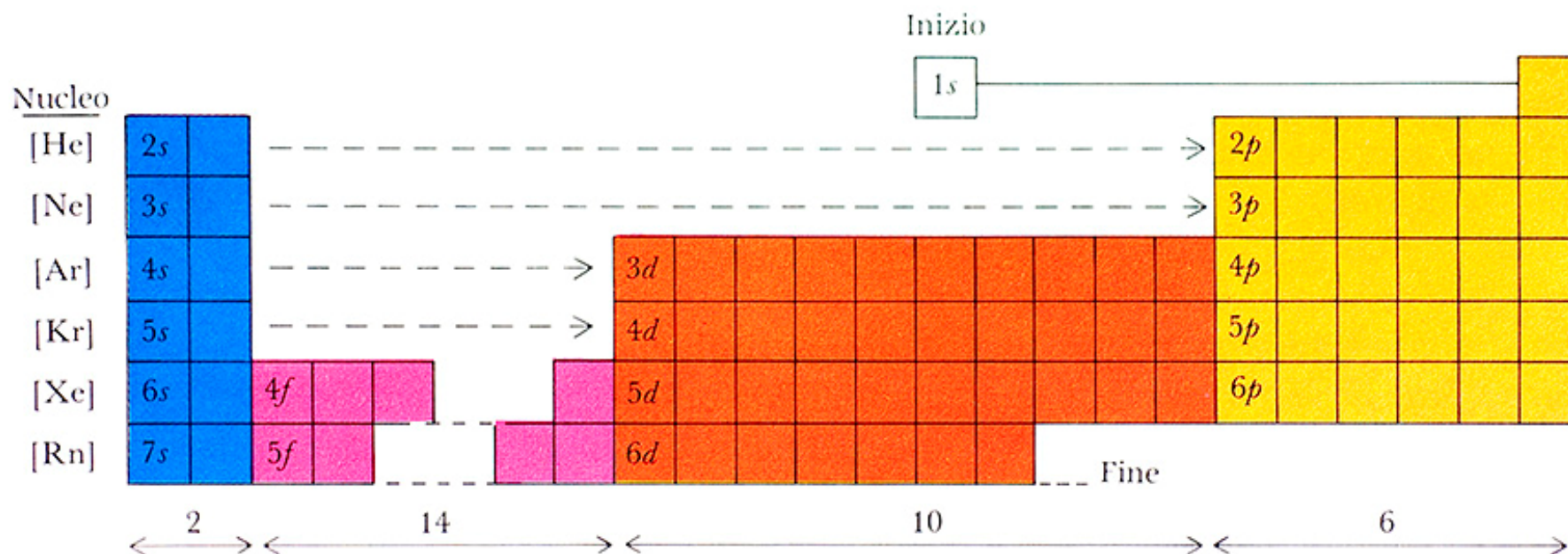
Figura 5-28 Il comune ordine di riempimento degli orbitali di un atomo. Le energie relative sono diverse per differenti elementi, ma si possono notare le seguenti caratteristiche: (1) La maggior differenza di energia si ha tra gli orbitali $1s$ e $2s$. (2) Le energie degli orbitali sono generalmente più ravvicinate all'aumentare dell'energia stessa. (3) L'intervallo di energia tra np e $(n + 1)s$ (per esempio, tra $2p$ e $3s$ o tra $3p$ e $4s$) è piuttosto ampio. (4) L'intervallo tra $(n - 1)d$ e ns (per esempio, tra $3d$ e $4s$) è piuttosto piccolo. (5) La differenza di energia tra $(n - 2)f$ e ns (per esempio, $4f$ e $6s$) è anche più piccola.

3. Ogni elettrone aggiunto durante l'**Aufbau** va ad occupare il livello di minore energia secondo la sequenza:

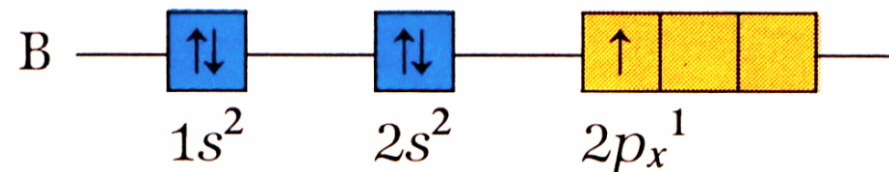


4. Per il principio di Pauli in un atomo non possono esistere due o più elettroni con i 4 numeri quantici principali; su uno stesso orbitale potranno trovarsi al massimo due elettroni con *spin* antiparalleli $\boxed{\downarrow\uparrow}$.
5. Per il principio di Hund, gli elettroni si distribuiscono su una famiglia di orbitali degeneri in modo da occupare il numero massimo possibile di questi orbitali (se ad es. 5 orbitali *3d* sono occupati da 6 elettroni $\rightarrow \boxed{\downarrow\uparrow}\boxed{\uparrow}\boxed{\uparrow}\boxed{\uparrow}\boxed{\uparrow}$.

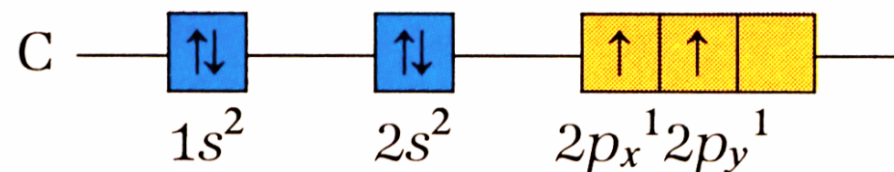
Non c'è necessità di ricordare la sequenza di cui al precedente punto 3. Infatti si può giungere allo stesso risultato se si fa l'*Aufbau* nell'ordine mostrato nella figura seguente, che è sovrapponibile alla struttura di una **tavola periodica**.



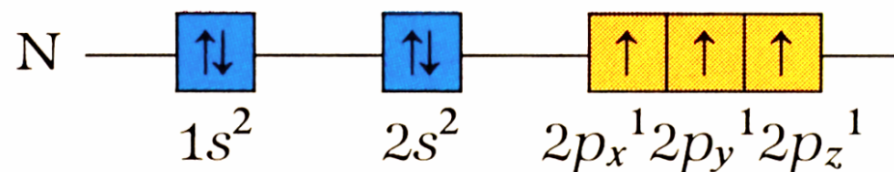
Configurazione elettronica del B ($Z = 5$);
[He] $2s^2 2p$



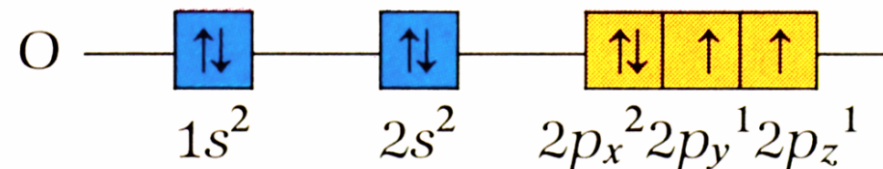
Il carbonio ($Z = 6$) ha un protone e un elettrone in più del B; [He] $2s^2 2p^2$



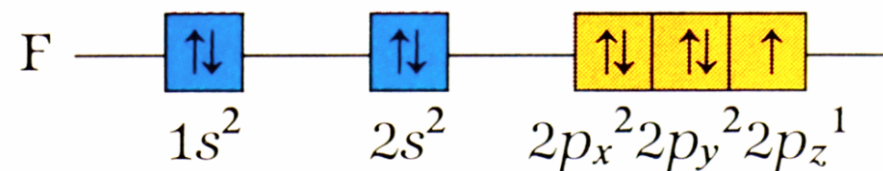
L'azoto ($Z = 7$) ha un protone e un elettrone in più del C; [He] $2s^2 2p^3$



L'ossigeno ($Z = 8$) ha un protone e un elettrone in più del N; [He] $2s^2 2p^4$



Il fluoro ($Z = 9$) ha un protone e un elettrone in più dell' O; [He] $2s^2 2p^5$



Riempimento dei livelli energetici di un atomo nello stato fondamentale

	Notazione orbitalica	
	1s	Notazione semplificata
${}_1\text{H}$	$\uparrow$	$1s^1$
${}_2\text{He}$	$\uparrow\downarrow$	$1s^2$

	1s	2s	2p	Notazione semplificata	
${}_3\text{Li}$	$\uparrow\downarrow$	$\uparrow$		$1s^2 2s^1$	[He] $2s^1$
${}_4\text{Be}$	$\uparrow\downarrow$	$\uparrow\downarrow$		$1s^2 2s^2$	[He] $2s^2$
${}_5\text{B}$	$\uparrow\downarrow$	$\uparrow\downarrow$	$\uparrow$	$1s^2 2s^2 2p^1$	[He] $2s^2 2p^1$
${}_6\text{C}$	$\uparrow\downarrow$	$\uparrow\downarrow$	$\uparrow\uparrow$	$1s^2 2s^2 2p^2$	[He] $2s^2 2p^2$
${}_7\text{N}$	$\uparrow\downarrow$	$\uparrow\downarrow$	$\uparrow\uparrow\uparrow$	$1s^2 2s^2 2p^3$	[He] $2s^2 2p^3$
${}_8\text{O}$	$\uparrow\downarrow$	$\uparrow\downarrow$	$\uparrow\downarrow\uparrow\uparrow$	$1s^2 2s^2 2p^4$	[He] $2s^2 2p^4$
${}_9\text{F}$	$\uparrow\downarrow$	$\uparrow\downarrow$	$\uparrow\downarrow\uparrow\uparrow$	$1s^2 2s^2 2p^5$	[He] $2s^2 2p^5$
${}_{10}\text{Ne}$	$\uparrow\downarrow$	$\uparrow\downarrow$	$\uparrow\downarrow\uparrow\downarrow$	$1s^2 2s^2 2p^6$	[He] $2s^2 2p^6$

	3s	3p	Notazione semplificata
${}_{11}\text{Na}$	[Ne] $\uparrow$		[Ne] $3s^1$
${}_{12}\text{Mg}$	[Ne] $\uparrow\downarrow$		[Ne] $3s^2$
${}_{13}\text{Al}$	[Ne] $\uparrow\downarrow$	$\uparrow$	[Ne] $3s^2 3p^1$
${}_{14}\text{Si}$	[Ne] $\uparrow\downarrow$	$\uparrow\uparrow$	[Ne] $3s^2 3p^2$
${}_{15}\text{P}$	[Ne] $\uparrow\downarrow$	$\uparrow\uparrow\uparrow$	[Ne] $3s^2 3p^3$
${}_{16}\text{S}$	[Ne] $\uparrow\downarrow$	$\uparrow\downarrow\uparrow\uparrow$	[Ne] $3s^2 3p^4$
${}_{17}\text{Cl}$	[Ne] $\uparrow\downarrow$	$\uparrow\downarrow\uparrow\uparrow$	[Ne] $3s^2 3p^5$
${}_{18}\text{Ar}$	[Ne] $\uparrow\downarrow$	$\uparrow\downarrow\uparrow\downarrow$	[Ne] $3s^2 3p^6$

		Notazione orbitalica			Notazione semplificata
		3d	4s	4p	
19K	[Ar]		$\uparrow$		[Ar] 4s ¹
20Ca	[Ar]		$\uparrow\downarrow$		[Ar] 4s ²
21Sc	[Ar]	$\uparrow$ — — —	$\uparrow\downarrow$		[Ar] 3d ¹ 4s ²
22Ti	[Ar]	$\uparrow$ $\uparrow$ — —	$\uparrow\downarrow$		[Ar] 3d ² 4s ²
23V	[Ar]	$\uparrow$ $\uparrow$ $\uparrow$ —	$\uparrow\downarrow$		[Ar] 3d ³ 4s ²
24Cr	[Ar]	$\uparrow$ $\uparrow$ $\uparrow$ $\uparrow$ $\uparrow$	$\uparrow$		[Ar] 3d ⁵ 4s ¹
25Mn	[Ar]	$\uparrow$ $\uparrow$ $\uparrow$ $\uparrow$ $\uparrow$	$\uparrow\downarrow$		[Ar] 3d ⁵ 4s ²
26Fe	[Ar]	$\uparrow\downarrow$ $\uparrow$ $\uparrow$ $\uparrow$ $\uparrow$	$\uparrow\downarrow$		[Ar] 3d ⁶ 4s ²
27Co	[Ar]	$\uparrow\downarrow$ $\uparrow\downarrow$ $\uparrow$ $\uparrow$ $\uparrow$	$\uparrow\downarrow$		[Ar] 3d ⁷ 4s ²
28Ni	[Ar]	$\uparrow\downarrow$ $\uparrow\downarrow$ $\uparrow\downarrow$ $\uparrow$ $\uparrow$	$\uparrow\downarrow$		[Ar] 3d ⁸ 4s ²
29Cu	[Ar]	$\uparrow\downarrow$ $\uparrow\downarrow$ $\uparrow\downarrow$ $\uparrow\downarrow$ $\uparrow\downarrow$	$\uparrow$		[Ar] 3d ¹⁰ 4s ¹
30Zn	[Ar]	$\uparrow\downarrow$ $\uparrow\downarrow$ $\uparrow\downarrow$ $\uparrow\downarrow$ $\uparrow\downarrow$	$\uparrow\downarrow$		[Ar] 3d ¹⁰ 4s ²
31Ga	[Ar]	$\uparrow\downarrow$ $\uparrow\downarrow$ $\uparrow\downarrow$ $\uparrow\downarrow$ $\uparrow\downarrow$	$\uparrow\downarrow$	$\uparrow$ — —	[Ar] 3d ¹⁰ 4s ² 4p ¹
32Ge	[Ar]	$\uparrow\downarrow$ $\uparrow\downarrow$ $\uparrow\downarrow$ $\uparrow\downarrow$ $\uparrow\downarrow$	$\uparrow\downarrow$	$\uparrow$ $\uparrow$ —	[Ar] 3d ¹⁰ 4s ² 4p ²
33As	[Ar]	$\uparrow\downarrow$ $\uparrow\downarrow$ $\uparrow\downarrow$ $\uparrow\downarrow$ $\uparrow\downarrow$	$\uparrow\downarrow$	$\uparrow$ $\uparrow$ $\uparrow$	[Ar] 3d ¹⁰ 4s ² 4p ³
34Se	[Ar]	$\uparrow\downarrow$ $\uparrow\downarrow$ $\uparrow\downarrow$ $\uparrow\downarrow$ $\uparrow\downarrow$	$\uparrow\downarrow$	$\uparrow\downarrow$ $\uparrow$ $\uparrow$	[Ar] 3d ¹⁰ 4s ² 4p ⁴
35Br	[Ar]	$\uparrow\downarrow$ $\uparrow\downarrow$ $\uparrow\downarrow$ $\uparrow\downarrow$ $\uparrow\downarrow$	$\uparrow\downarrow$	$\uparrow\downarrow$ $\uparrow\downarrow$ $\uparrow$	[Ar] 3d ¹⁰ 4s ² 4p ⁵
36Kr	[Ar]	$\uparrow\downarrow$ $\uparrow\downarrow$ $\uparrow\downarrow$ $\uparrow\downarrow$ $\uparrow\downarrow$	$\uparrow\downarrow$	$\uparrow\downarrow$ $\uparrow\downarrow$ $\uparrow\downarrow$	[Ar] 3d ¹⁰ 4s ² 4p ⁶

LA TAVOLA PERIODICA E LE CONFIGURAZIONI ELETTRONICHE

Gruppo IA IIA IIIB			IVB VB VIB VIIIB VIIIIB IB IIB IIIA IVA VA VIA VIIA VIIIA																	
(1) (2) (3)			(4) (5) (6) (7) (8) (9) (10) (11) (12) (13) (14) (15) (16) (17) (18)																	
Periodo	1																	1	2	
1	H																	H	He	
	1s																	1s		
2																		5	6	7
	3	4																B	C	N
	Li	Be																O	F	Ne
	2s																	2p		
3																		13	14	15
	11	12																Al	Si	P
	Na	Mg																S	Cl	Ar
	3s																	3p		
4																		19	20	21
	19	20	21															K	Ca	Sc
	4s																			
5																		37	38	39
	37	38	39															Rb	Sr	Y
	5s																			
6																		55	56	57
	55	56	57	58	59	60	61	62	63	64	65	66	67	68	69	70	71	Cs	Ba	La
	6s																			
7																		87	88	89
	87	88	89	90	91	92	93	94	95	96	97	98	99	100	101	102	103	Fr	Ra	Ac
	7s																			

Figura 5-31 Una tavola periodica colorata per evidenziare il tipo di orbitali atomici (o il sottolivello) in via di riempimento. Le configurazioni elettroniche degli elementi del gruppo A sono abbastanza regolari e possono essere previste sulla base della loro posizione all'interno della tavola periodica, ma ci sono molte eccezioni nei blocchi *d* ed *f*. I colori di questa figura sono identici a quelli utilizzati nella Figura 5-28.

L'idrogeno e l'elio sono qui mostrati nelle loro posizioni usuali nella tavola periodica. Queste possono parere insolite se ci si basa rigidamente sulla pura configurazione elettronica. Ricordiamo, tuttavia, che il livello ($n = 1$) può ospitare al massimo due elettroni. Questo guscio è completo nell'elio, che si comporta infatti come un gas nobile, e viene collocato dunque nella colonna con gli altri gas nobili (Gruppo VIIIA). L'idrogeno ha un solo elettrone che può perdere facilmente, come i metalli del Gruppo IA, e si può quindi collocarlo in questa colonna anche se non è un metallo. Tuttavia, l'idrogeno ha un solo elettrone in meno rispetto alla configurazione del gas nobile (He), e potremmo anche posizionarlo con altri elementi aventi questa caratteristica nel Gruppo VIIA.

I blocchi s, p, d ed f della Tavola Periodica

		GRUPPI																								
		IA	IIA	IIIB					IVB	VB	VIB	VIIIB	VIII			IB	IIB	IIIA	IVA	VA	VIA	VIIA	VIIIA			
		(1)	(2)	(3)					(4)	(5)	(6)	(7)	(8)	(9)	(10)	(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																	s ² p ¹	s ² p ²	s ² p ³	s ² p ⁴	s ² p ⁵	s ² p ⁶	
n = 3		11 Na	12 Mg	d ¹ s ²																	5 B	6 C	7 N	8 O	9 F	10 Ne
n = 4		19 K	20 Ca	21 Sc																	13 Al	14 Si	15 P	16 S	17 Cl	18 Ar
n = 5		37 Rb	38 Sr	39 Y																	49 In	50 Sn	51 Sb	52 Te	53 I	54 Xe
n = 6		55 Cs	56 Ba	57 La	58 Ce → Lu	71	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 → Lr	103	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 d¹s², d²s², ... 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.