

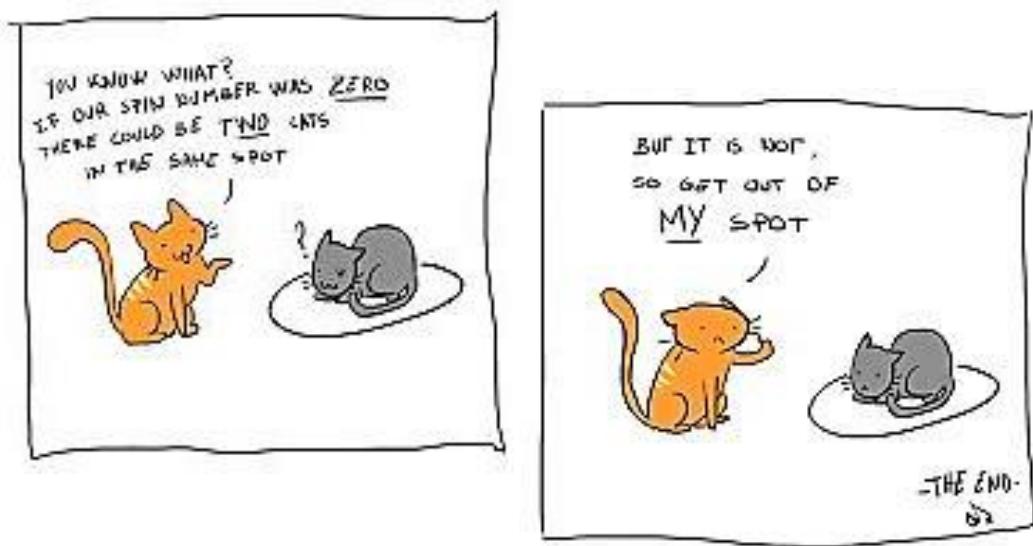
Corso di CHIMICA

Lezione 6

Configurazione elettronica degli elementi

info: claudio.gerbaldi@polito.it

THE ELEMENT SONG: <http://www.youtube.com/watch?v=GFIvXVMbII0>





Sommario della lezione

In questa lezione si costruirà una tabella delle **configurazioni elettroniche** degli atomi conosciuti. Inoltre, riportando in una tabella i vari elementi in ordine crescente di numero atomico ed avendo cura che elementi con configurazioni elettroniche esterne analoghe vengano incolonnati gli uni sotto gli altri, si costruirà la **tavola periodica degli elementi**.

1. Orbitali atomici e loro caratteristiche
2. Struttura elettronica degli atomi
3. Configurazione elettronica degli elementi





Ricapitolando: numeri quantici e orbitali atomici

Un **orbitale atomico** (funzione d'onda di un e^- in un atomo) è specificato da **3 numeri quantici (+1)**, che derivano dalla soluzione matematica dell'equazione di Schrödinger:

n numero quantico principale

può assumere tutti i valori interi da 0 a ∞

l numero quantico secondario (o azimutale)

dipende da n, può assumere tutti i valori interi tra $0 < l < n-1$

m_l numero quantico magnetico

dipende da l, può assumere tutti i valori interi tra $-l$ e $+l$

Ogni orbitale può descrivere il comportamento di 2 e⁻ che non possono avere tutti e 4 i numeri quantici uguali → quarto numero quantico:

m_s numero quantico di spin

associato alla componente z dello spin dell' e^- , vale $+\frac{1}{2}$ o $-\frac{1}{2}$

n (1,2,3,...,7) definisce il livello energetico dell' e^- , che è proporzionale alla distanza dal nucleo.

l (0,1,...,n-1) individua i sottolivelli energetici e determina le caratteristiche geometriche dell'orbitale (forma).

Valori di l: 0 1 2 3

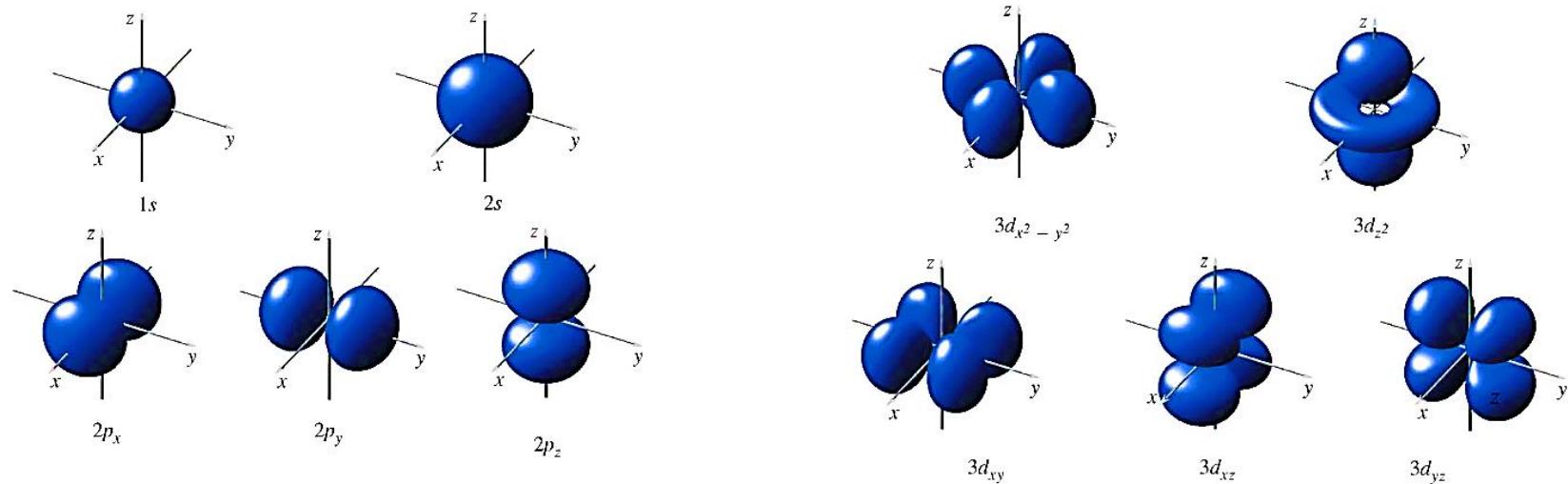
Orbitale: s p d f

m indica l'orientazione degli orbitali.

per atomi plurieletrtonici, definisce una proprietà dell'elettrone (non dell'orbitale).

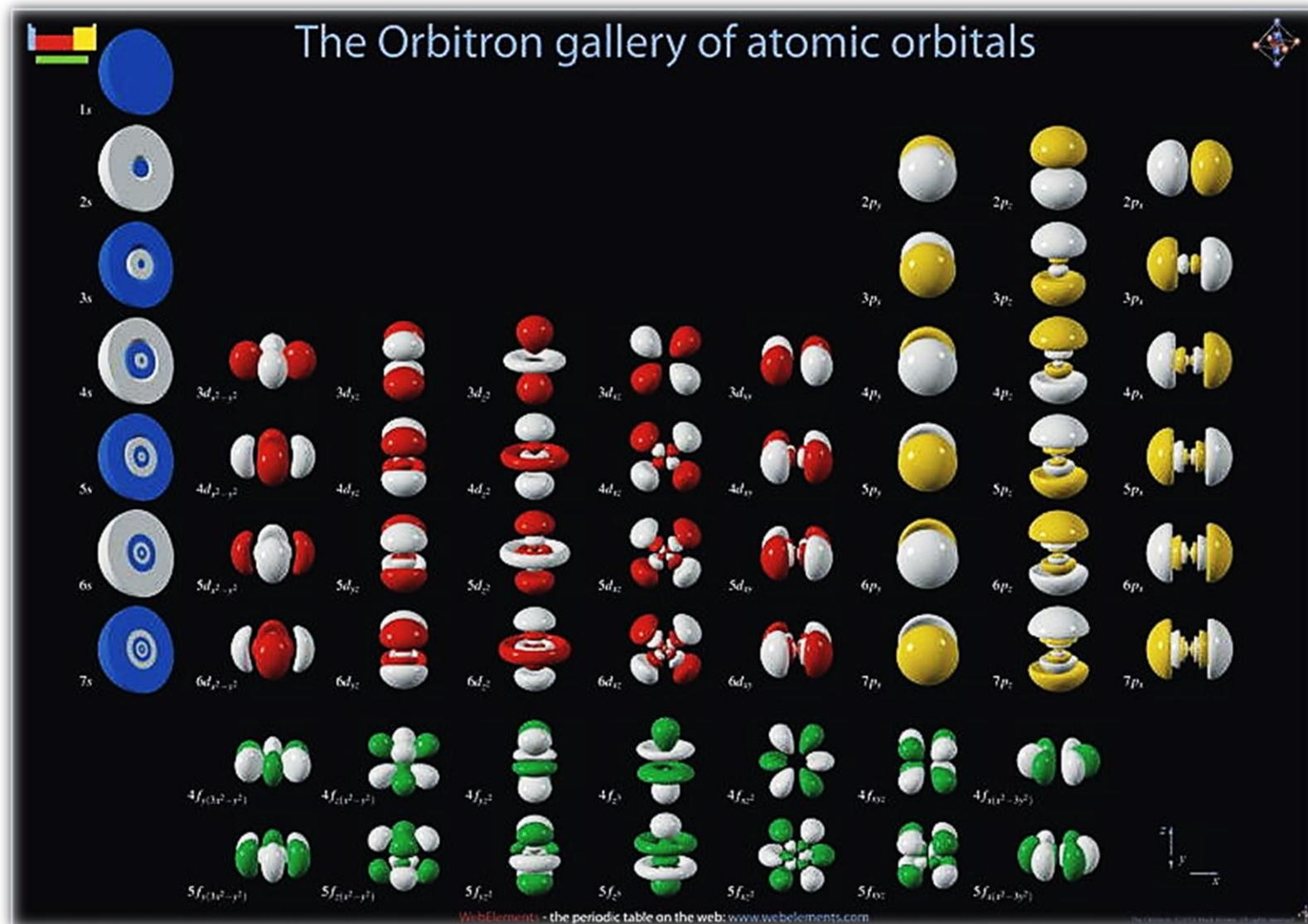


Ricapitolando: orbitali atomici e gerarchia numeri quantici

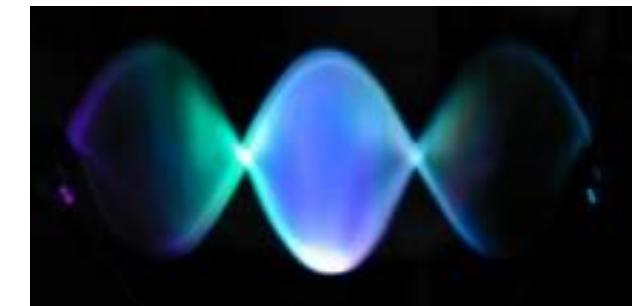
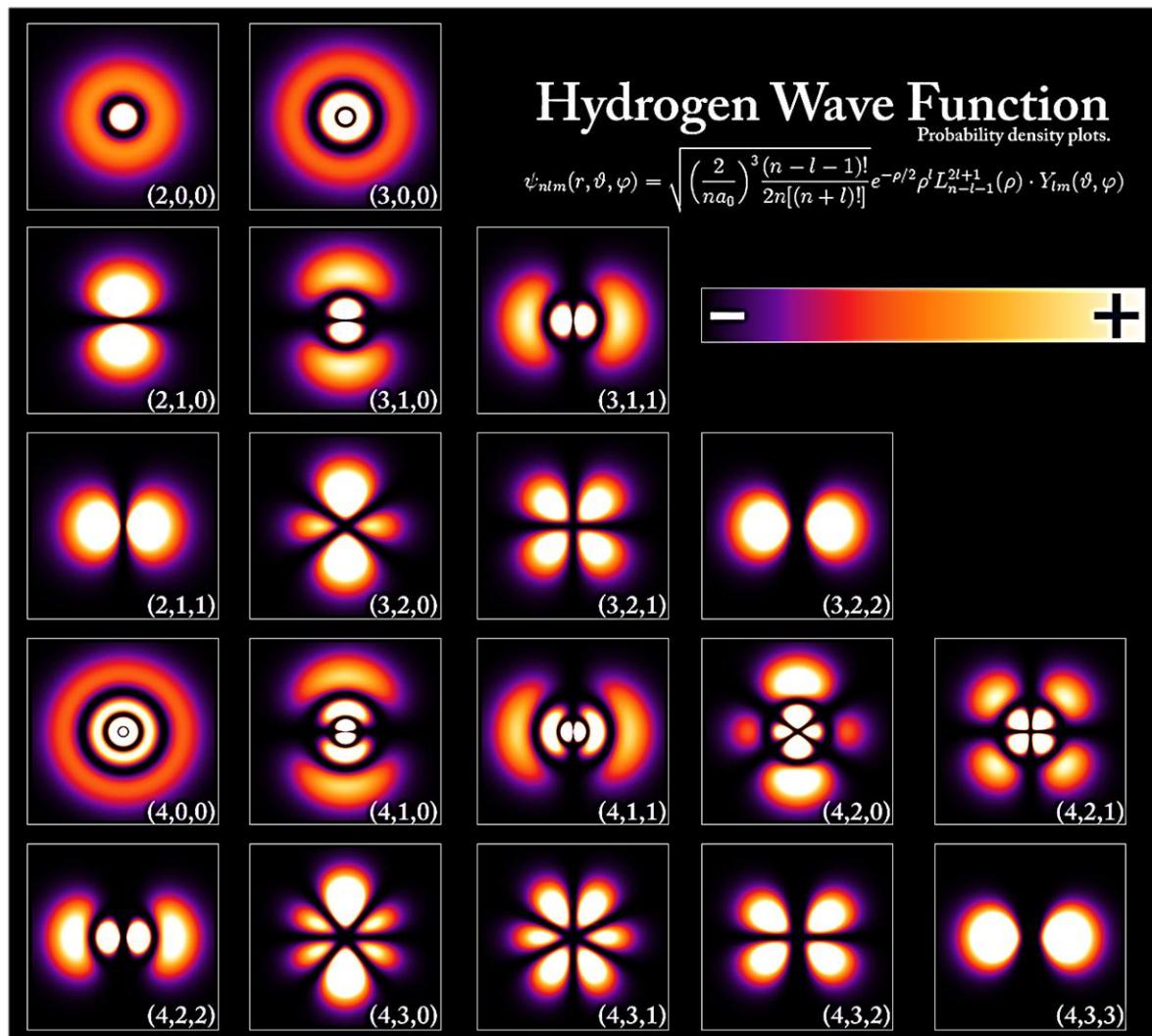


Nome, simbolo (proprietà)	Valori permessi	Numeri quantici
numero quantico principale, <i>n</i> (dimensione, energia)	numeri interi positivi (1, 2, 3, ...)	<pre> 1 0 0 1 0 1 0 2 -1 0 +1 0 1 -1 0 +1 -2 -1 0 +1 +2 </pre>
numero quantico del momento angolare, <i>l</i> (forma)	da 0 a <i>n</i> - 1	
numero quantico magnetico, <i>m_l</i> (orientamento)	- <i>l</i> , ..., 0, ..., + <i>l</i>	

Galleria di orbitali atomici



Gli orbitali atomici dell'atomo di H visti in sezione



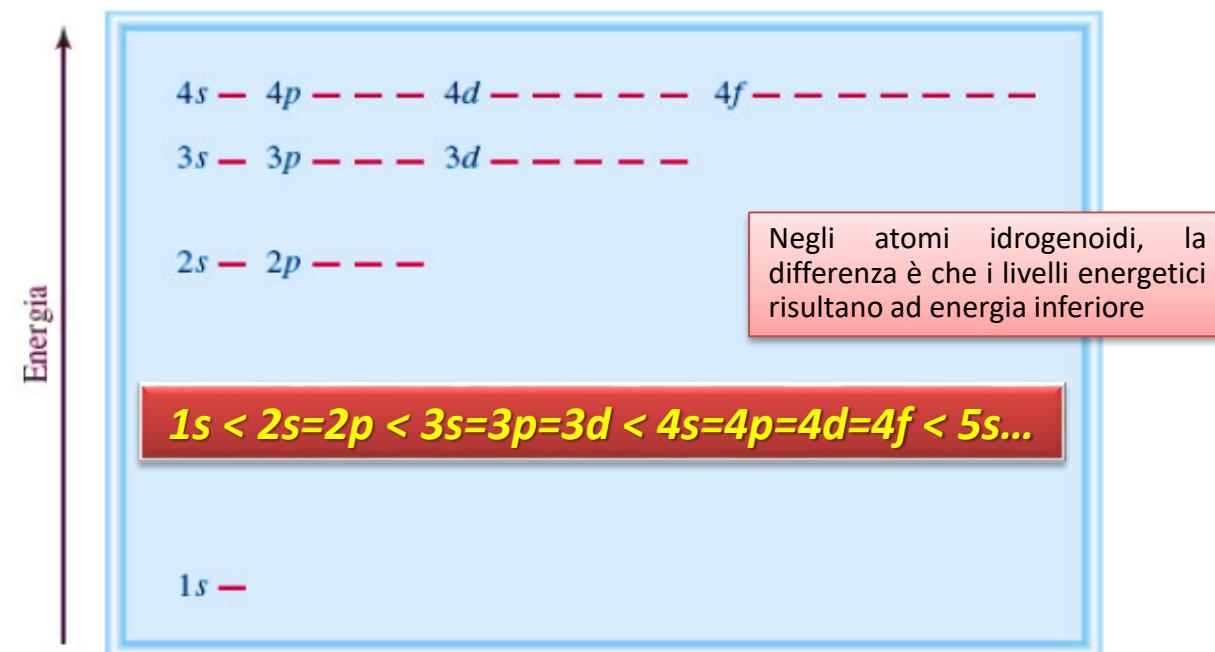
L'onda stazionaria

La corde de Melde

L'atomo di idrogeno

Le energie degli orbitali nell'atomo di idrogeno (sistema monoelettronico)

Per l'atomo di **idrogeno (H)**
lo stato energetico dipende
solo dal numero quantico
principale **n**.



Soltanto per l'atomo di **H** e gli atomi **idrogenoidi** ($Z>1$, un solo e^- , tipo He^+ , Li^{2+}) gli **orbitali con lo stesso numero quantico n** hanno la stessa energia (**orbitali degeneri**).

L'energia degli orbitali dipende solo da n!



Atomi polielettronici e loro configurazione elettronica

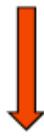
Atomi con più di un e^- : nella risoluzione dell'equazione d'onda occorre tener conto, oltre che dell'attrazione tra e^- e nucleo, anche dei fenomeni repulsivi tra i vari e^- .

ATOMI PLURIELETTRONICI

Interazioni repulsive elettrone-elettrone:
si complica l'espressione dell'eq. di
SCHRÖDINGER.



Non è possibile una soluzione esatta
dell'equazione

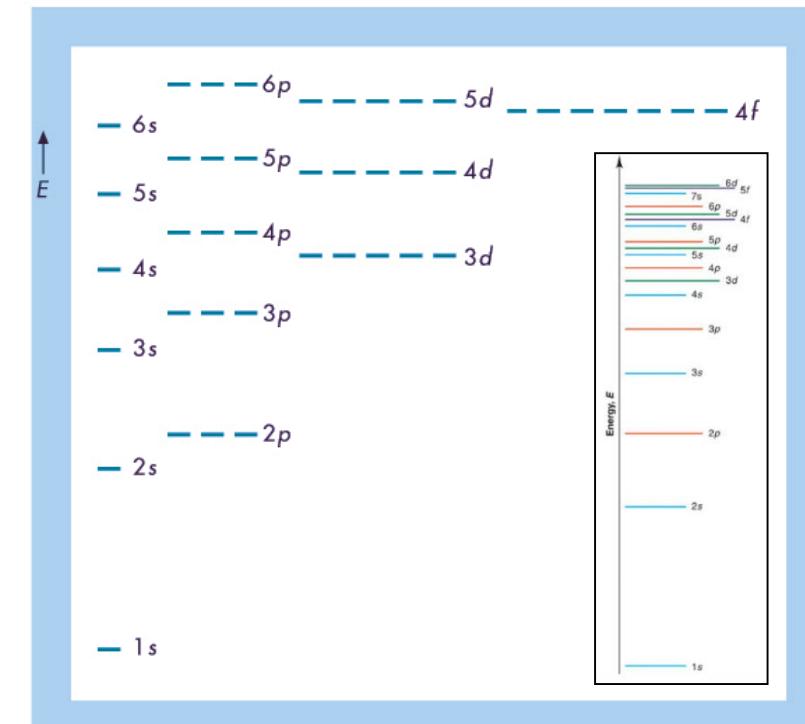


approssimazioni successive

$$\Psi(n,l,m)$$

Gli orbitali con lo stesso valore di n posseggono tutti
la stessa energia = **DEGENERI**.

Negli **atomi polielettronici**, la presenza di più
elettroni attorno al nucleo provoca una
variazione della sequenza dei livelli energetici.





Le energie degli orbitali atomici

L'effetto della carica nucleare (Z_{eff})

La carica nucleare più elevata abbassa l'energia dell'orbitale (stabilizza il sistema) aumentando le attrazioni nucleo-elettrone.

L'effetto delle repulsioni interelettroniche (schermatura)

Elettrone addizionale nello stesso orbitale:

Un elettrone addizionale innalza l'energia dell'orbitale mediante repulsioni interelettroniche.

Elettroni addizionali negli orbitali interni:

Gli elettroni interni schermano gli elettroni esterni più efficacemente di quanto non facciano gli elettroni presenti nello stesso sottolivello.



Le energie degli orbitali atomici

L'effetto della carica nucleare

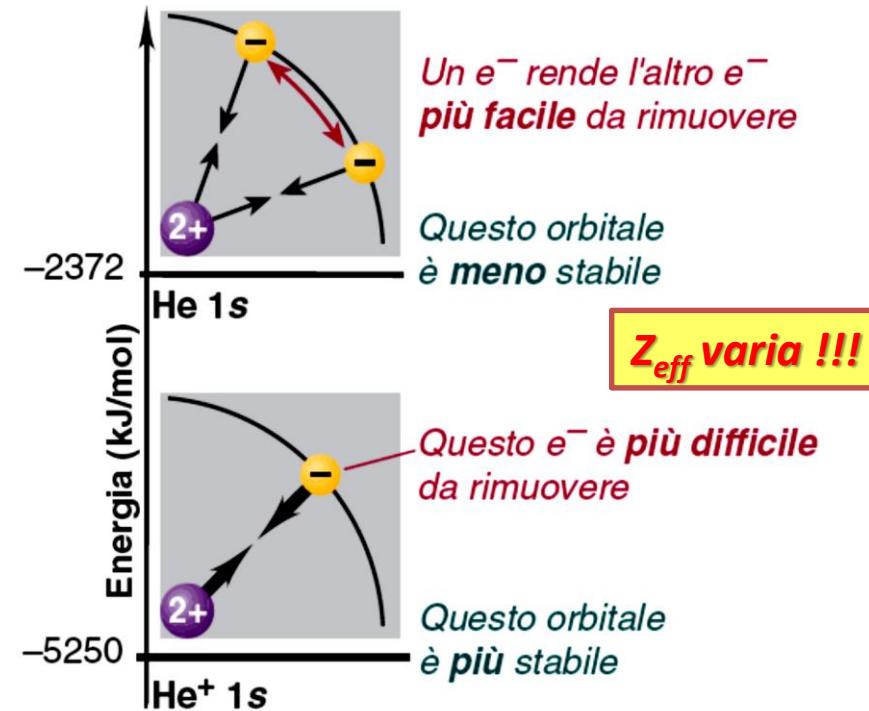
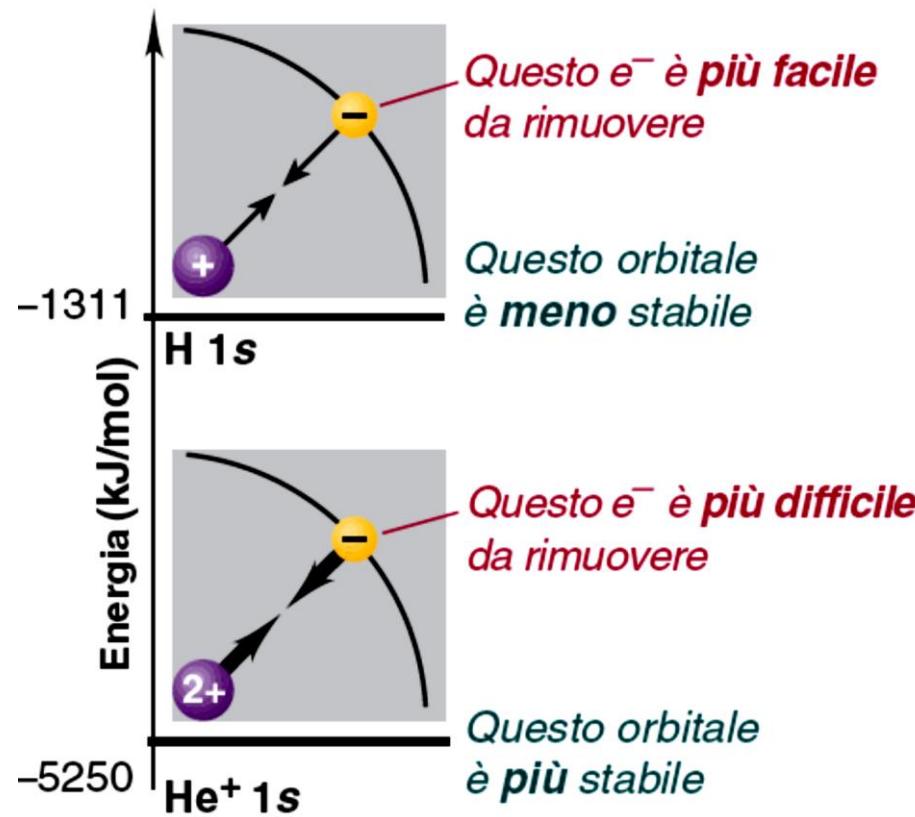


Figura 8.4 L'effetto di un elettrone addizionale nello stesso orbitale. Ciascuno dei due elettroni scherma parzialmente l'altro nei confronti della carica nucleare completa e aumenta l'energia dell'orbitale.



Le energie degli orbitali atomici

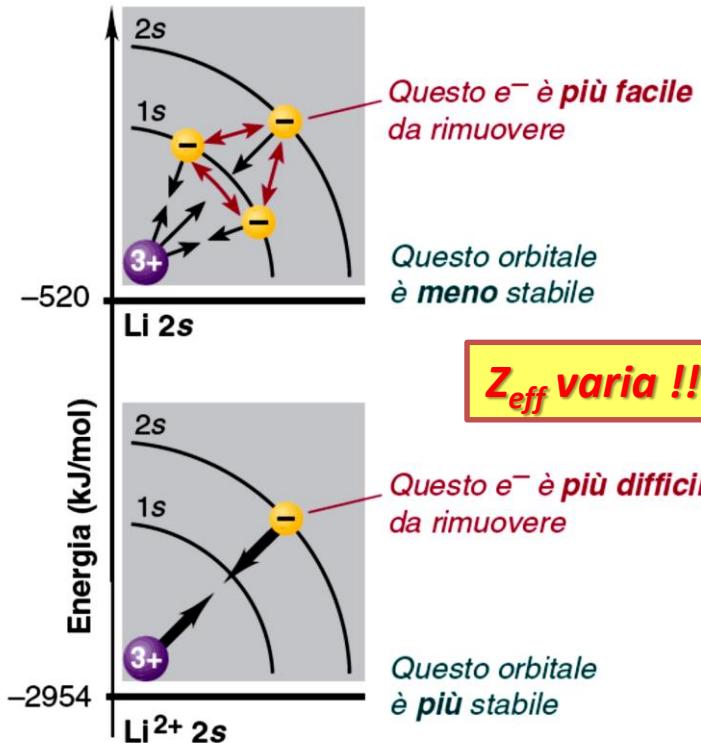


Figura 8.5 L'effetto di altri elettroni in orbitali interni. Gli elettroni interni schermano molto efficacemente gli elettroni esterni e aumentano notevolmente l'energia dell'orbitale.

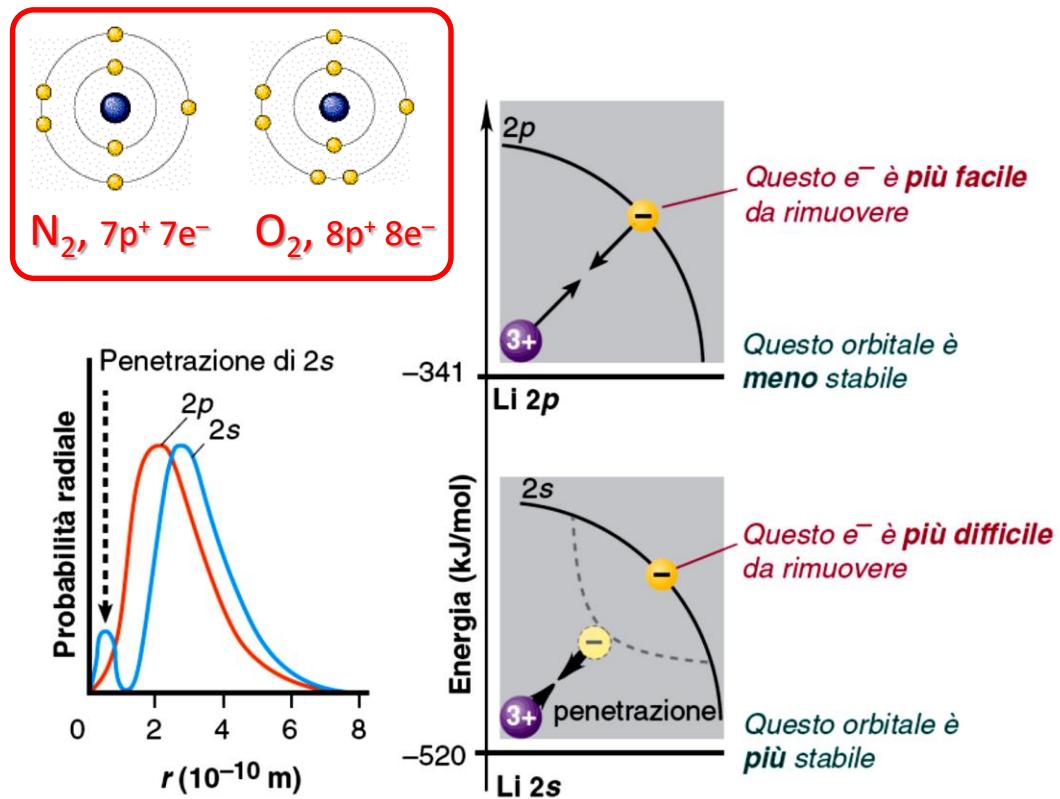
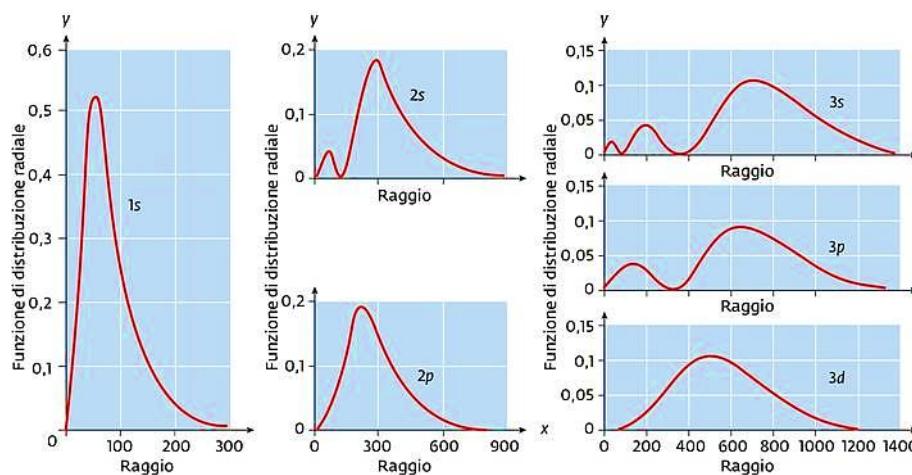


Figura 8.6 L'effetto della forma dell'orbitale. Le distribuzioni di probabilità radiale indicano che un elettrone 2s trascorre la maggior parte del suo tempo più lontano dal nucleo rispetto a un elettrone 2p, ma penetra in prossimità del nucleo per una piccola frazione del tempo. Questa penetrazione da parte dell'elettrone 2s aumenta la sua attrazione verso il nucleo e, quindi, abbassa l'energia dell'orbitale.

Atomi polielettronici e loro configurazione elettronica

In un atomo con più di 1 e^- , orbitali di tipo diverso, anche dello stesso livello hanno **energia diversa** (es: l'energia dei 2s e dei 2p è diversa).

Ciò è dovuto alla **differente schermatura** nei confronti del nucleo (2s più vicino al nucleo \rightarrow meno schermato \rightarrow e^- più difficile da strappare).



Gli effetti congiunti di penetrazione e schermatura generano una differenziazione dei livelli energetici tra orbitali di tipo diverso.

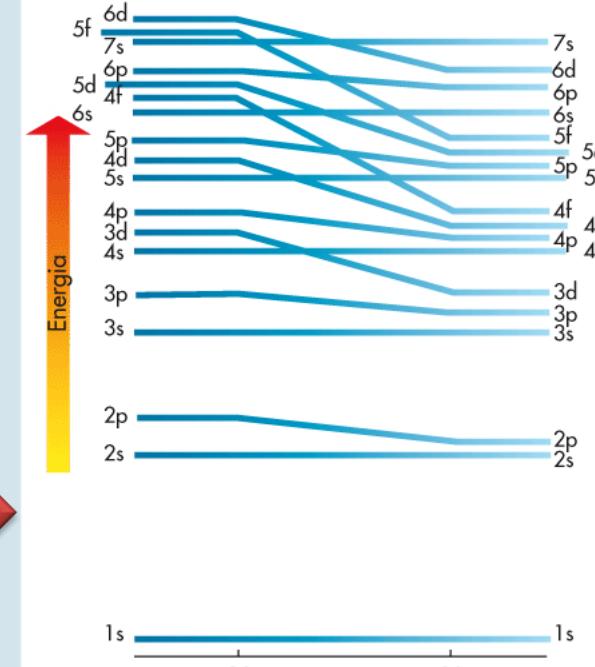
Hanno invece uguale energia tra loro (sono degeneri) quelli dello **stesso tipo** e dello **stesso livello** (i 3 orbitali $2p_x$, $2p_y$, $2p_z$ sono degeneri).

A parità di n, l'energia cresce nell'ordine: $s < p < d < f$

A partire da $n = 3$, possibili inversioni ($4s < 3d$)

Figura 2.37

Spostamento dei livelli energetici con il numero atomico.



La configurazione elettronica degli elementi

La rappresentazione completa dei sottolivelli occupati da tutti gli e^- , in un atomo oppure in uno ione, è chiamata **configurazione elettronica**. In pratica, definisce come gli e^- sono distribuiti tra i vari orbitali atomici di un atomo.

Configurazione elettronica dello stato fondamentale

La disposizione degli e^- negli orbitali di un atomo neutro che si trova nel suo stato di minima energia

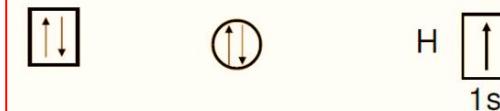
Principio della minima energia

Ogni elettrone occupa l'orbitale disponibile a più bassa energia



numero di elettroni nell'orbitale o sottolivello
1s¹
numero quantico principale *n* numero quantico angolare *l*

Diagramma ad orbitali



La configurazione elettronica degli elementi

Principi generali per la distribuzione degli elettroni nei vari livelli:

PRINCIPIO DI ESCLUSIONE DI PAULI

"IN UN ATOMO NON POSSONO ESISTERE DUE ELETTRONI CON GLI STESSI 4 N° QUANTICI"

SE DUE ELETTRONI HANNO GLI STESSI N° QUANTICI n, l e m, ESSI HANNO DIVERSO N° QUANTICO DI SPIN

Se due elettroni hanno lo stesso numero di spin si dicono a SPIN PARALLELO

Se due elettroni hanno spin diverso si dicono a SPIN ANTIPARALLELO.



Ogni orbitale può contenere al massimo due elettroni aventi spin antiparallelo (elettroni accoppiati).

PRINCIPIO DELL'AUFBAU

(DAL TEDESCO: COSTRUZIONE PROGRESSIVA)

La configurazione elettronica fondamentale di un elemento può essere «costruita» partendo dall'atomo di H e inserendo a uno a uno gli e⁻ negli orbitali di energia via via crescente, nel rispetto del principio di esclusione, ovvero aggiungendo un altro e⁻ alla configurazione dell'elemento che lo precede, seguendo il seguente ordine di riempimento:

$1s < 2s < 2p < 3s < 3p < 4s < 3d < 4p < 5s < 4d < 5p < 6s < 4f < 5d < 6p < 7s < 5f < 6d$



Dato che una carica che gira su se stessa genera un campo magnetico, 2 spin opposti generano due campi magnetici orientati in direzioni opposte.



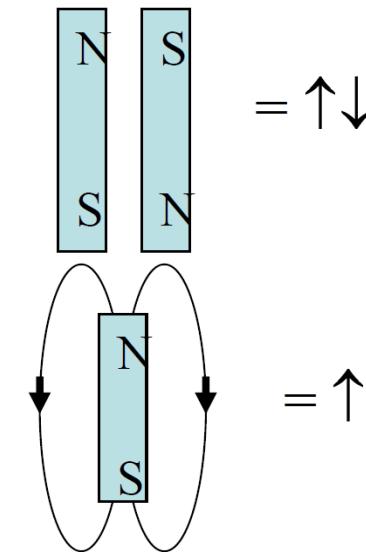
Il paramagnetismo e gli elettroni spaiati

Diamagnetico = tutti gli spin elettronici “sono appaiati”, il campo magnetico è cancellato

Paramagnetico = elettroni spaiati

Sostanze diamagnetiche

Possiedono elettroni accoppiati e sono leggermente respinte da un campo magnetico intenso: la maggior parte delle sostanze appartiene a questa categoria.



Sostanze paramagnetiche

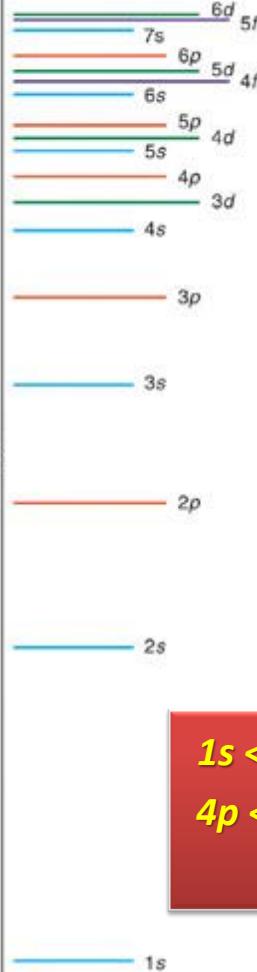
Parecchi metalli e altri composti che possiedono elettroni spaiati sono attratti da un campo magnetico.

Sostanze ferromagnetiche (ad es. la magnetite Fe_3O_4)

presentano forti proprietà magnetiche e possono essere elementi, leghe, o composti: in esse gli atomi contenenti elettroni dispari danno luogo ad allineamenti locali formando domini magnetici

Ordine di riempimento degli orbitali

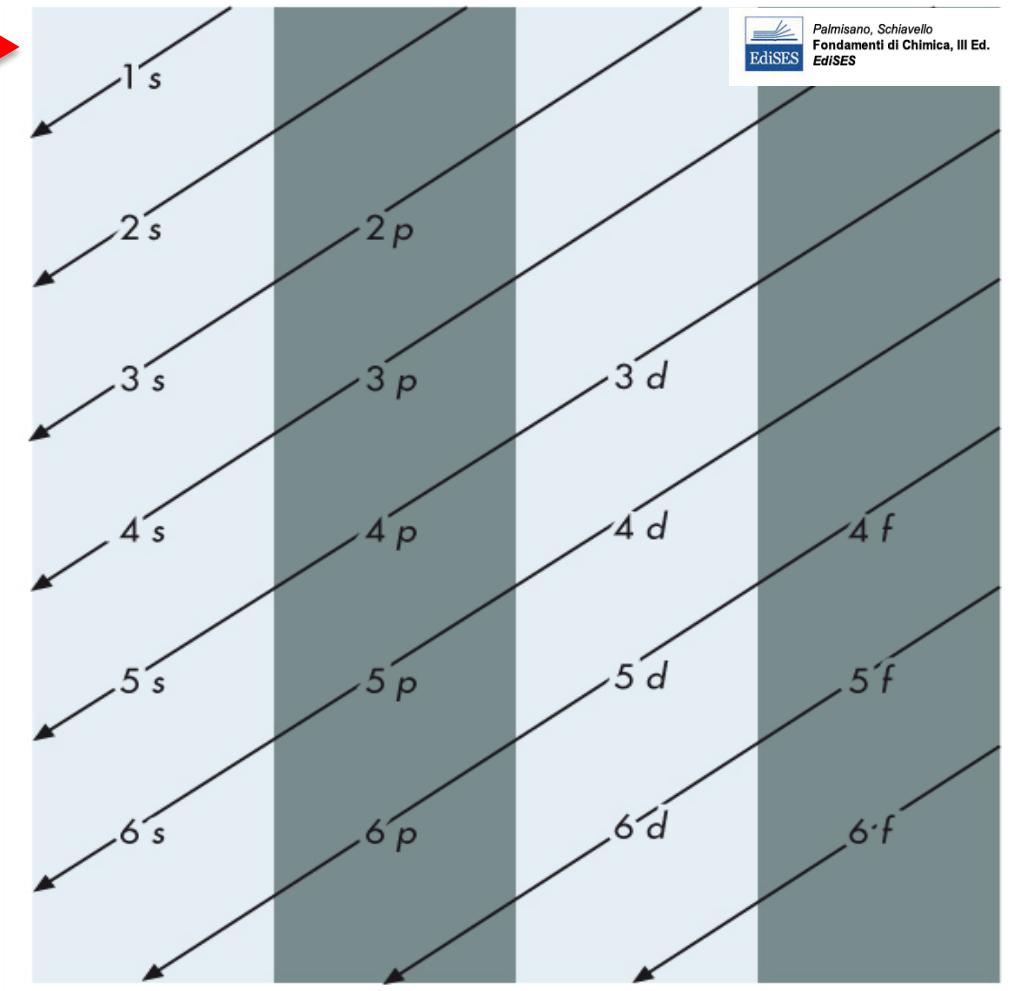
Energy, E ↑



Un artificio →
mnemonico:

se teniamo a mente
questa figura diventa
semplice scrivere le
configurazioni
elettroniche...

$1s < 2s < 2p < 3s < 3p < 4s < 3d <$
 $4p < 5s < 4d < 5p < 6s < 4f < 5d <$
 $6p < 7s < 5f < 6d$



Palmisano, Schiavello
Fondamenti di Chimica, III Ed.
EdiSES

Numero di e⁻ che posso mettere negli orbitali →

2 (2x1)

6 (2x3)

10 (2x5)

14 (2x7)



La regola di Hund (principio di massima molteplicità)

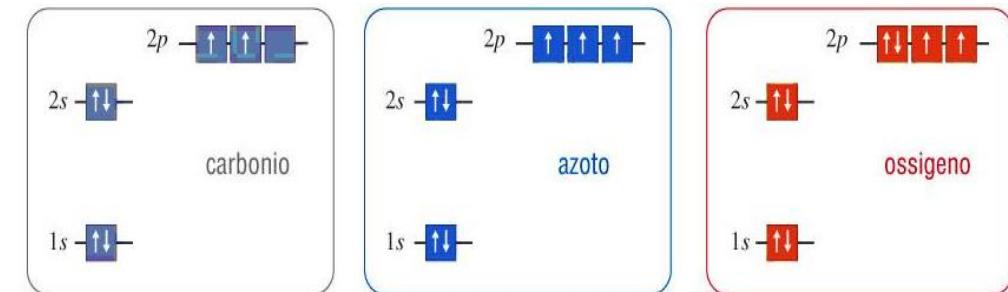
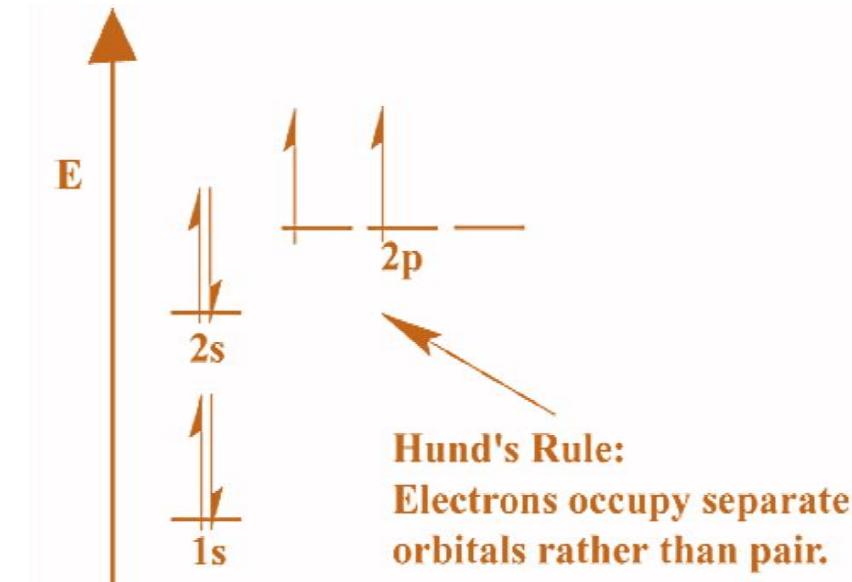
Regola di Hund

Due o più elettroni che occupano un insieme di orbitali degeneri, si distribuiscono nel maggior numero possibile di orbitali, disponendosi a spin paralleli.

La configurazione di minima energia è quella che presenta il maggior numero di e^- a spin paralleli.

Solo dopo che tutti gli orbitali sono stati occupati da 1 elettrone, il successivo si accoppia al preesistente con spin opposto.

1 elettrone, quando sono disponibili orbitali degeneri vuoti, non entra in un orbitale già occupato, in quanto **l'accoppiamento porterebbe a un innalzamento di energia, e quindi minor stabilità**, a causa della repulsione elettrostatica.



La configurazione elettronica degli elementi

Ogni **orbitale** è rappresentato da un **quadratino** (\square).

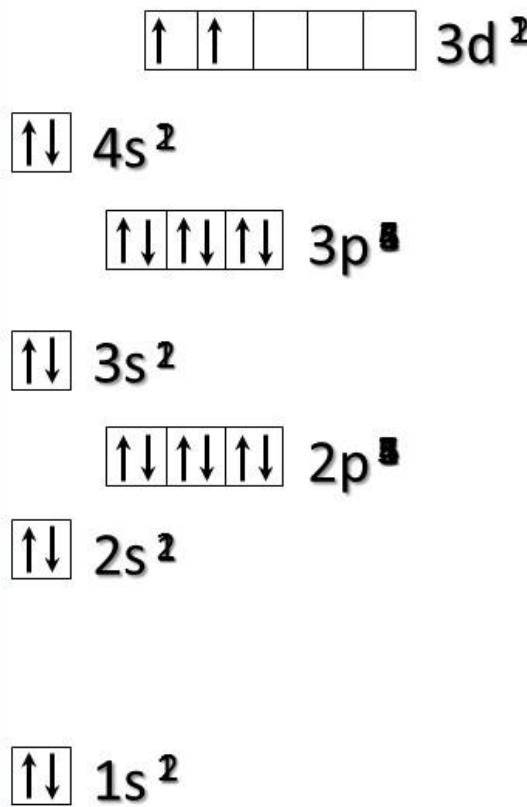
Per mostrare gli **elettroni** si usano le **frecce** (\uparrow, \downarrow) e per disegnare le frecce ci sono **tre regole**:

1. Ogni **orbitale** può contenere al massimo **due elettroni**, purché di **spin opposto** (**principio di esclusione di Pauli**).
2. Si occupano **prima** gli **orbitali a più bassa energia** e poi quelli a energia più elevata (**principio della costruzione progressiva** o di **Aufbau**).
3. Se ci sono orbitali della stessa energia, **prima si colloca un elettrone su ciascun orbitale vuoto e poi si completano gli orbitali semipieni** (**regola di Hund**).



Configurazione elettronica dei primi elementi

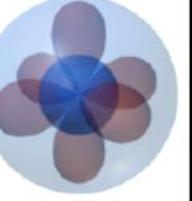
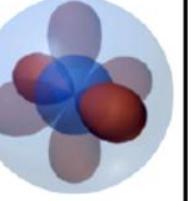
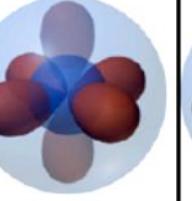
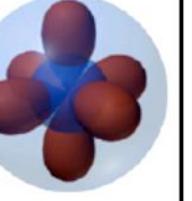
E



1	2	22 Ti				13	14	15	16	17	18
H 1s ¹											He 1s ²
Li 2s ¹	Be 2s ²			B 2s ² 2p ¹	C 2s ² 2p ²	N 2s ² 2p ³	O 2s ² 2p ⁴	F 2s ² 2p ⁵	Ne 2s ² 2p ⁶		
Na 3s ¹	Mg 3s ²			Al 3s ² 3p ¹	Si 3s ² 3p ²	P 3s ² 3p ³	S 3s ² 3p ⁴	Cl 3s ² 3p ⁵	Ar 3s ² 3p ⁶		
K 4s ¹	Ca 4s ²	Sc 4s ² 3d ¹	Ti 4s ² 3d ²								

...altri metalli di transizione →

Configurazione elettronica dei primi 10 elementi (primo e secondo periodo)

	1A(1)							8A(18)
Periodo 1	1 H $1s^1$ 	Figura 8.9 Occupazione degli orbitali per i primi 10 elementi, da H a Ne. I primi 10 elementi sono disposti in una forma della tavola periodica in cui in ciascuna casella sono indicati il numero atomico, il simbolo atomico, la configurazione elettronica dello stato fondamentale, e una raffigurazione dell'atomo basata sulle superfici di contorno a probabilità costante dei suoi orbitali. L'occupazione degli orbitali è rappresentata con l'ombreggiatura: il colore più chiaro indica orbitali semipieni (un solo e^-) e il colore più scuro indica orbitali pieni (due e^-). Per chiarezza, è inclusa soltanto la regione esterna dell'orbitale 2s.						2 He $1s^2$ 
Periodo 2	3 Li $1s^2 2s^1$ 	2A(2)	4 Be $1s^2 2s^2$ 	3A(13)	4A(14)	5A(15)	6A(16)	7A(17)
	5 B $1s^2 2s^2 2p^1$ 	6 C $1s^2 2s^2 2p^2$ 	7 N $1s^2 2s^2 2p^3$ 	8 O $1s^2 2s^2 2p^4$ 	9 F $1s^2 2s^2 2p^5$ 	10 Ne $1s^2 2s^2 2p^6$ 		

Configurazione elettronica: un utile convenzione

H $1s^1$

He $1s^2$

Li $1s^2 2s^1$

Be $1s^2 2s^2$

B $1s^2 2s^2 2p^1$

C $1s^2 2s^2 2p^2$

N $1s^2 2s^2 2p^3$

O $1s^2 2s^2 2p^4$

F $1s^2 2s^2 2p^5$

Ne $1s^2 2s^2 2p^6$

Na $1s^2 2s^2 2p^6 3s^1$

Ra: $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^{10} 4s^2 4p^6 4d^{10} 4f^{14} 5s^2 5p^6 5d^{10} 6s^2 6p^6 7s^2$

Ra: [Rn] 7s²

Na: [Ne] 3s¹





Configurazione elettronica del terzo periodo

Tabella 8.3 Diagrammi parziali degli orbitali e configurazioni elettroniche* per gli elementi del Periodo 3

Numero atomico /elemento	Diagramma parziale degli orbitali (soltanto i sottolivelli $3s$ e $3p$)	Configurazione elettronica completa	Configurazione elettronica condensata
11/Na	$3s$ $3p$ 	$[1s^2 2s^2 2p^6] 3s^1$	$[\text{Ne}] 3s^1$
12/Mg	$3s$ $3p$ 	$[1s^2 2s^2 2p^6] 3s^2$	$[\text{Ne}] 3s^2$
13/Al	$3s$ $3p$ 	$[1s^2 2s^2 2p^6] 3s^2 3p^1$	$[\text{Ne}] 3s^2 3p^1$
14/Si	$3s$ $3p$ 	$[1s^2 2s^2 2p^6] 3s^2 3p^2$	$[\text{Ne}] 3s^2 3p^2$
15/P	$3s$ $3p$ 	$[1s^2 2s^2 2p^6] 3s^2 3p^3$	$[\text{Ne}] 3s^2 3p^3$
16/S	$3s$ $3p$ 	$[1s^2 2s^2 2p^6] 3s^2 3p^4$	$[\text{Ne}] 3s^2 3p^4$
17/Cl	$3s$ $3p$ 	$[1s^2 2s^2 2p^6] 3s^2 3p^5$	$[\text{Ne}] 3s^2 3p^5$
18/Ar	$3s$ $3p$ 	$[1s^2 2s^2 2p^6] 3s^2 3p^6$	$[\text{Ne}] 3s^2 3p^6$

* È indicato con caratteri in **colore** il sottolivello a cui è aggiunto l'ultimo elettrone.





Configurazione elettronica del quarto periodo

Numero atomico	Elemento	Diagramma parziale degli orbitali (soltanto i sottolivelli 4s, 3d e 4p)			Configurazione elettronica completa	Configurazione elettronica condensata
19	K	4s	3d	4p	[1s ² 2s ² 2p ⁶ 3s ² 3p ⁶] 4s ¹	[Ar] 4s ¹
20	Ca	↑↓			[1s ² 2s ² 2p ⁶ 3s ² 3p ⁶] 4s ²	[Ar] 4s ²
21	Sc	↑↓	↑		[1s ² 2s ² 2p ⁶ 3s ² 3p ⁶] 4s ² 3d ¹	[Ar] 4s ² 3d ¹
22	Ti	↑↓	↑↑		[1s ² 2s ² 2p ⁶ 3s ² 3p ⁶] 4s ² 3d ²	[Ar] 4s ² 3d ²
23	V	↑↓	↑↑↑		[1s ² 2s ² 2p ⁶ 3s ² 3p ⁶] 4s ² 3d ³	[Ar] 4s ² 3d ³
24	Cr *	↑	↑↑↑↑↑		[1s ² 2s ² 2p ⁶ 3s ² 3p ⁶] 4s ¹ 3d ⁵	[Ar] 4s ¹ 3d ⁵
25	Mn	↑↓	↑↑↑↑↑		[1s ² 2s ² 2p ⁶ 3s ² 3p ⁶] 4s ² 3d ⁵	[Ar] 4s ² 3d ⁵
26	Fe	↑↓	↑↑↑↑↑		[1s ² 2s ² 2p ⁶ 3s ² 3p ⁶] 4s ² 3d ⁶	[Ar] 4s ² 3d ⁶
27	Co	↑↓	↑↓↑↓↑↑		[1s ² 2s ² 2p ⁶ 3s ² 3p ⁶] 4s ² 3d ⁷	[Ar] 4s ² 3d ⁷
28	Ni	↑↓	↑↓↑↓↑↓		[1s ² 2s ² 2p ⁶ 3s ² 3p ⁶] 4s ² 3d ⁸	[Ar] 4s ² 3d ⁸
29	Cu *	↑	↑↓↑↓↑↓↑↓↑↓		[1s ² 2s ² 2p ⁶ 3s ² 3p ⁶] 4s ¹ 3d ¹⁰	[Ar] 4s ¹ 3d ¹⁰
30	Zn	↑↓	↑↓↑↓↑↓↑↓↑↓		[1s ² 2s ² 2p ⁶ 3s ² 3p ⁶] 4s ² 3d ¹⁰	[Ar] 4s ² 3d ¹⁰
31	Ga	↑↓	↑↓↑↓↑↓↑↓↑↓	↑	[1s ² 2s ² 2p ⁶ 3s ² 3p ⁶] 4s ² 3d ¹⁰ 4p ¹	[Ar] 4s ² 3d ¹⁰ 4p ¹
32	Ge	↑↓	↑↓↑↓↑↓↑↓↑↓	↑↑	[1s ² 2s ² 2p ⁶ 3s ² 3p ⁶] 4s ² 3d ¹⁰ 4p ²	[Ar] 4s ² 3d ¹⁰ 4p ²
33	As	↑↓	↑↓↑↓↑↓↑↓↑↓	↑↑↑	[1s ² 2s ² 2p ⁶ 3s ² 3p ⁶] 4s ² 3d ¹⁰ 4p ³	[Ar] 4s ² 3d ¹⁰ 4p ³
34	Se	↑↓	↑↓↑↓↑↓↑↓↑↓	↑↓↑↑	[1s ² 2s ² 2p ⁶ 3s ² 3p ⁶] 4s ² 3d ¹⁰ 4p ⁴	[Ar] 4s ² 3d ¹⁰ 4p ⁴
35	Br	↑↓	↑↓↑↓↑↓↑↓↑↓	↑↓↑↓↑	[1s ² 2s ² 2p ⁶ 3s ² 3p ⁶] 4s ² 3d ¹⁰ 4p ⁵	[Ar] 4s ² 3d ¹⁰ 4p ⁵
36	Kr	↑↓	↑↓↑↓↑↓↑↓↑↓	↑↓↑↓↑	[1s ² 2s ² 2p ⁶ 3s ² 3p ⁶] 4s ² 3d ¹⁰ 4p ⁶	[Ar] 4s ² 3d ¹⁰ 4p ⁶

* I caratteri in colore indicano il(i) sottolivello(i) la cui occupazione varia quando è aggiunto l'ultimo elettrone.

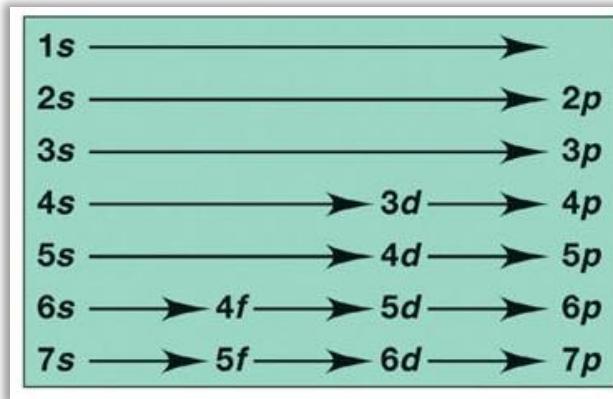


Principali configurazioni elettroniche anomalie

* Elementi che fanno eccezione: ce ne sono diversi ...fare molta attenzione !!!

Configurazione elettronica e Tavola Periodica (T.P.)

Pertanto l'organizzazione della tavola periodica è di certo il miglior modo per imparare **l'ordine di riempimento** degli orbitali degli elementi. Considerate la T.P., leggendola lungo un periodo da sin a dx:



Ai **lantanidi** corrisponde il riempimento degli **orbitali 4f**

1A (1)	2A (2)
1s (2)	
2s	
3s	
4s	
5s (3)	
6s	
7s	

f block

4f

5f

s block

Agli elementi della **prima serie di transizione** corrisponde il riempimento degli **orbitali 3d**



3B (3)	4B (4)	5B (5)	6B (6)	7B (7)	8B (8)	8B (9)	10	1B (11)	2B (12)	2p	3p	4p	5p	6p	7p	8A (18)
					3d											
						4d										
							5d									
								6d								

Configurazione elettronica di ioni monoatomici

Anioni monoatomici (e.g., Cl⁻, O²⁻)

Si utilizza il principio dell'Aufbau come per gli atomi neutri.

Cationi monoatomici (e.g., K⁺, Ca²⁺)

e.g., gli orbitali d sono più interni dei p e degli s, quindi si «svuotano» dopo !

Non sempre l'atomo perde l'elettrone aggiunto per ultimo secondo l'Aufbau.

Infatti, a causa della **differente costante di schermo** dello ione rispetto all'atomo, può succedere che l'ordine energetico degli orbitali del catione non sia più uguale a quello dell'atomo neutro.

Si può ricavare una **regola** che, salvo alcune eccezioni, ha **validità generale**:

dalla configurazione elettronica fondamentale dell'atomo neutro si tolgono gli elettroni necessari, cominciando da quelli che hanno n maggiore e, a parità di n, quelli che hanno l maggiore !!!



Configurazione elettronica di ioni monoatomici

I metalli formano cationi, per quelli non di transizione la carica del catione è uguale al numero del gruppo.

Gli elementi più pesanti dei gruppi IIIA-VA tendono a dare anche cationi con carica di due unità inferiori al numero del gruppo

1A	2A	3B	4B	5B	6B	7B	8B	9B	1B	2B	3A	4A	5A	6A	7A	8A	
H ⁺												C ⁴⁻	N ⁵⁻	O ²⁻	F ⁻		
Ti ⁺											Al ³⁺		P ³⁻	S ²⁻	Cl ⁻		
Na ⁺	Mg ²⁺										Ga ³⁺				Se ²⁻	Br ⁻	
K ⁺	Ca ²⁺		Ti ²⁺		Cr ²⁺ Cr ³⁺	Mn ²⁺	Fe ²⁺ Fe ³⁺	Co ²⁺ Co ³⁺	Ni ²⁺	Cu ⁺ Cu ²⁺	Zn ²⁺						
Rb ⁺	Sr ²⁺									Ag ⁺	Cd ²⁺	In ³⁺	Sn ⁴⁺		Te ²⁻	I ⁻	
Cs ⁺	Ba ²⁺										Hg ₁ ²⁺ Hg ₂ ²⁺	Ta ³⁺	Pb ⁴⁺	Bi ⁵⁺			

Sn²⁺, Sn⁴⁺

Bi³⁺, Bi⁵⁺

Ta¹⁺, Ta³⁺

Pb²⁺, Pb⁴⁺

Configurazione elettronica di ioni monoatomici

I non metalli formano anioni con carica pari al numero del gruppo meno 8

1A	2A	3B	4B	5B	6B	7B	3B	8B	8B	1B	2B	3A	A	5A	6A	7A	8A
H ⁺														N ³⁻	O ²⁻	F ⁻	
Li ⁺														P ³⁻	S ²⁻	Cl ⁻	
Na ⁺	Mg ²⁺																
K ⁺	Ca ²⁺	Ti ²⁺			Cr ²⁺ Cr ³⁺	Mn ²⁺	Fe ²⁺ Fe ³⁺	Co ²⁺ Co ³⁺	N ³⁻	Cu ⁺ Cu ²⁺	Zn ²⁺	Al ³⁺					
Rb ⁺	Sr ²⁺									Ag ⁺	Cd ²⁺		Sn ²⁺				
Cs ⁺	Ba ²⁺										Hg ₂ ²⁺ Hg ²⁺		Pb ²⁺	Bi ³⁺			