

## Chimica e Propedeutica Biochimica

Beatrice Vallone

Linda Savino

Dipartimento di Scienze Biochimiche  
Sapienza - Università di Roma

E-mail: [beatrice.vallone@uniroma1.it](mailto:beatrice.vallone@uniroma1.it)

**CHIMICA:** STUDIO DELLA MATERIA: Proprietà  
Struttura  
Trasformazioni

**STATI DI AGGREGAZIONE DELLA MATERIA:** Solido  
(Disposizione delle particelle e forze di interazione) Liquido  
Gassoso

**PROPRIETA' DELLA MATERIA:** FISICHE  
CHIMICHE

**TRASFORMAZIONI DI STATO:** trasformazioni FISICHE  
CHIMICHE  
(Scomparsa o formazione di sostanze)

**ENERGIA:** Cinetica (*Energia che compie lavoro*)  
Potenziale (*Energia conservata*)

*L'energia chimica è energia potenziale*

## MATERIA

**ELEMENTO:** *sostanza che non può essere suddivisa in altri componenti mediante reazioni chimiche ordinarie.*  
(O, C, H, N, Au, Cu, Zn, Fe ...)

**COMPOSTO:** *sostanza costituita da due o più elementi, combinati tra loro in proporzioni definite e costanti. Un composto presenta proprietà diverse da quelle dei suoi elementi costituenti.*  
(H<sub>2</sub>O, C<sub>6</sub>H<sub>12</sub>O<sub>6</sub>, HCl, NH<sub>3</sub> ...)

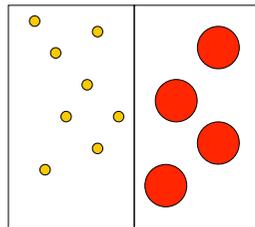
**MISCELE:** *costituite da due o più sostanze combinate in proporzioni non definite. Le proprietà degli elementi costituenti rimangono inalterate.*

**MISCELE OMOGENEE:**  
MISCELE ETEROGENEE:

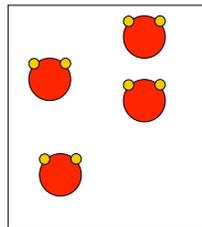
Soluzioni  
Miscele di solidi

Atomi  
elemento 1

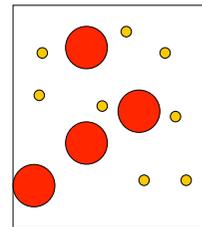
Atomi  
elemento 2

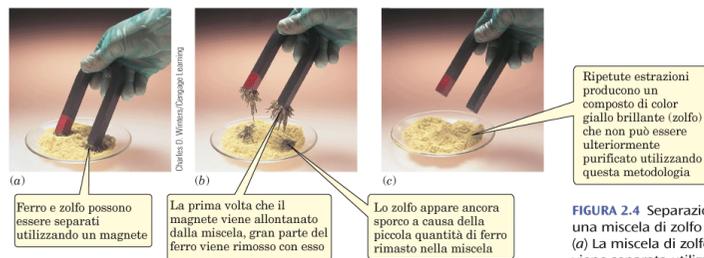


Composto degli  
elementi 1 e 2



Miscela degli  
elementi 1 e 2





**FIGURA 2.4** Separazione di una miscela di zolfo e ferro. (a) La miscela di zolfo e ferro viene separata utilizzando un magnete. (b) La maggior parte del ferro presente viene rimossa con la prima estrazione. (c) Le estrazioni possono proseguire fino a quando, utilizzando questa metodologia, non si riuscirà più ad estrarre del ferro.

ELEMENTI PRESENTI NEGLI ORGANISMI

**Carbonio (C)**  
**Idrogeno (H)**  
**Azoto (N)**  
**Ossigeno (O)**

*I più abbondanti in tutti gli organismi*

**Calcio (Ca)**  
**Cloro (Cl)**  
**Magnesio (Mg)**  
**Fosforo (P)**  
**Potassio (K)**  
**Sodio (Na)**  
**Zolfo (S)**

*Metalli presenti in piccole quantità ed essenziali per la vita*

**Cobalto (Co)**  
**Rame (Cu)**  
**Ferro (Fe)**  
**Manganese (Mn)**  
**Zinco (Zn)**

*Meno abbondanti ma presenti in tutti gli organismi*

**Alluminio (Al)**  
**Arsenico (Ar)**  
**Boro (B)**  
**Bromo (Br)**  
**Cromo (Cr)**  
**Fluoro (F)**  
**Iodio (I)**  
**Molibdeno (Mo)**

*Si trovano in alcuni organismi; necessari in tracce*

**Perché un elemento differisce da un altro?**

**TEORIA ATOMICA DI DALTON (1808):**

- ✓ Ciascun elemento è costituito di particelle dette atomi.
- ✓ Tutti gli atomi di un dato elemento sono identici.
- ✓ Gli atomi di elementi diversi hanno proprietà differenti (ad es. la massa).
- ✓ Le reazioni chimiche non mutano gli atomi di un elemento in quelli di un altro;  
*(nel corso delle reazioni chimiche gli atomi non si creano e non si distruggono)*
- ✓ I composti si originano dalla combinazione di atomi di almeno 2 elementi.
- ✓ In un dato composto il numero relativo e la specie degli atomi sono costanti.

**L'atomo è la più piccola parte di un elemento  
che ne mantiene le caratteristiche**

**In che cosa gli atomi di elementi diversi differiscono fra loro?**

### **STRUTTURA DELL' ATOMO**

**ATOMO**: unità elementare *INDIVISIBILE* composta da un nucleo centrale intorno al quale sono presenti gli elettroni

- **NUCLEO**: composto da: protoni dotati di carica positiva (+)  
+  
neutroni non carichi

- **ELETTRONI** dotati di carica negativa (-)

La massa di protoni e neutroni è circa uguale, pari a  $1,6 \times 10^{-24}g$ , quella degli elettroni è 1.800 volte minore.

Il raggio atomico è dell' ordine di  $1 \text{ \AA}$  ( $10^{-10} \text{ m}$ ). Il nucleo ha un raggio di circa  $10^{-15} \text{ m}$ .

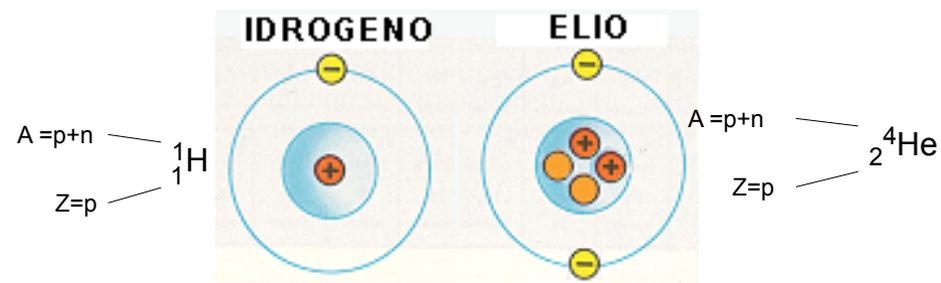
•Se il nucleo avesse raggio=1 cm,  
il raggio atomico sarebbe pari a 1 km.



Gli atomi si differenziano uno dall'altro nel NUMERO di particelle elementari (protoni, neutroni, elettroni) che li compongono. Si distinguono così i diversi ELEMENTI con nomi e simboli propri

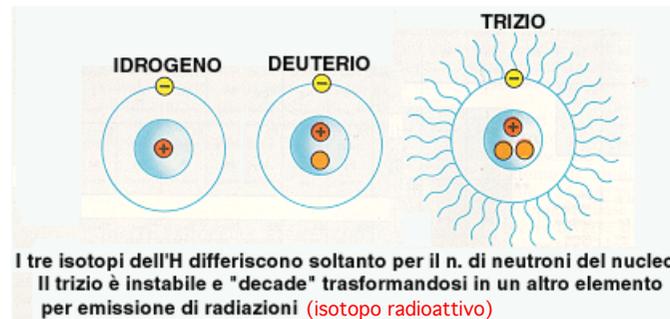
$Z$  = numero atomico = n° di protoni contenuti nel nucleo

$A$  = numero di massa = n° protoni + n° neutroni



Gli atomi sono elettricamente neutri, contengono cioè lo stesso numero di protoni ed elettroni

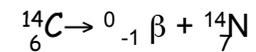
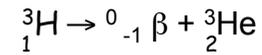
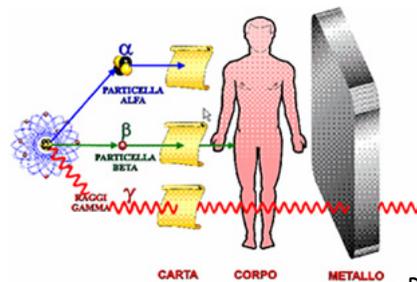
**ISOTOPI** = atomi con numero atomico Z uguale ma con numero di massa (A) diverso



## EFFETTO IONIZZANTE DELLE RADIAZIONI

Le radiazioni ionizzanti sono quelle radiazioni dotate di sufficiente energia da poter ionizzare atomi/molecole, in maniera diretta (particelle  $\alpha$  e  $\beta$ ), o indiretta (raggi  $\gamma$ ), sono generate dal decadimento dei nuclei.

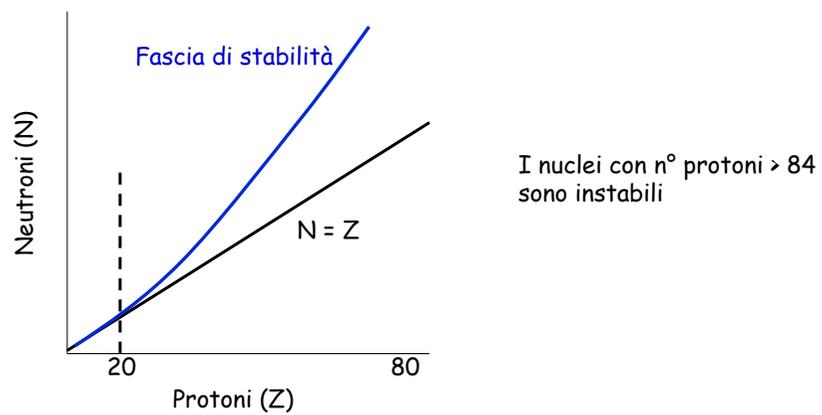
Radiazione  $\alpha$ : emissione di 2 protoni e 2 neutroni  
Radiazione  $\beta$ : emissione di elettroni  
(determinano trasmutazione)  
Radiazione  $\gamma$ : emissione di fotoni



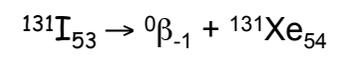
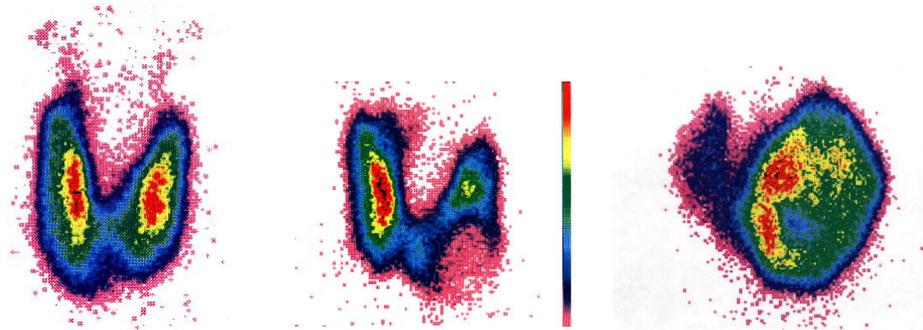
Per ridurre del 50% l'intensità dei raggi gamma occorrono 1 cm di piombo, 6 cm di cemento o 9 cm di materiale pressato.

## STABILITA' DEI NUCLEI E DECADIMENTO RADIOATTIVO

La composizione del nucleo in termini di protoni e neutroni determina la stabilità dell'elemento



USO DEGLI ISOTOPHI RADIOATTIVI IN MEDICINA:  
SCINTIGRAFIA DELLA TIROIDE



Quanto pesa un atomo? **LA MASSA ATOMICA RELATIVA**

Per convenzione si adotta come riferimento la massa di un isotopo stabile e abbondante, il  $^{12}\text{C}$

Unità di Massa Atomica (UMA) = 1/12 della massa dell' isotopo  $^{12}\text{C}$

1 UMA =  $1.6605402 \times 10^{-27}$  kg

*(Peso atomico del C ?)*

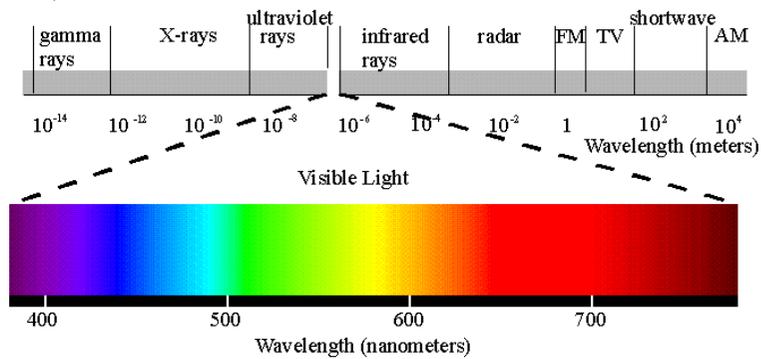
Quanto pesa un composto? **IL PESO MOLECOLARE**

Il P.M. è la somma dei pesi atomici degli elementi costituenti moltiplicato per il coefficiente stechiometrico es.:  $\text{H}_2\text{O}$ .

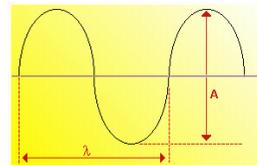
## LO SPETTRO DELLA RADIAZIONE ELETTROMAGNETICA

La luce visibile è una porzione ristretta dell'intero spettro.  
L'energia aumenta al diminuire della lunghezza d'onda  
(aumento della frequenza).

$$c = \lambda \cdot \nu ; e = h \cdot \nu$$



$c$  = velocità della luce  
 $\nu$  = frequenza  
 $h$  = costante di Planck



$$h = 6,624 \cdot 10^{-34} \text{ J} \cdot \text{s}$$

Un joule(J) è il lavoro richiesto per esercitare una forza di un newton per una distanza di un metro.

Il joule è l'unità di misura dell'energia, del lavoro e del calore ed è definito come  $1 \text{ kg} \cdot \text{m}^2/\text{s}^2 = 1 \text{ N} \cdot \text{m}$

N = quantità di forza necessaria per accelerare un chilogrammo di massa di un metro al secondo quadrato.

Un altro modo di visualizzare il joule è il lavoro richiesto per sollevare una massa di 102 g (una piccola mela) per un metro, opponendosi alla forza di gravità terrestre.

$$1 \text{ cal} = 4,1867999409 \text{ Joule}$$

La **caloria** (o **piccola caloria**, simbolo **cal**) è un'unità di misura dell'energia. E' la quantità di calore necessaria ad elevare da 14,5 a 15,5 °C la temperatura della massa di un grammo di acqua distillata a livello del mare (pressione di 1 atm).

## L'energia di una mole di fotoni: $h\nu N$

- Una mole di fotoni di luce rossa ( $\lambda=865$  nm) è pari a 175 kJ
- Per la luce UV: 300 kJ

Ovvero un "quanto" di energia sufficiente a spezzare i legami di acidi nucleici e proteine.

$N =$  numero di Avogadro =  $6,022 \cdot 10^{23}$

$N_A \approx 2^{79}$ . corretto allo 0.4% circa. È una delle più note coincidenze

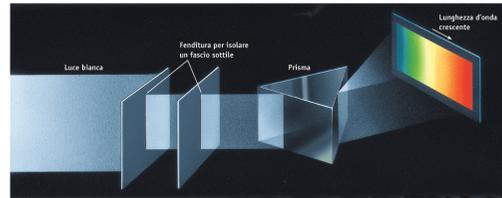


Figura 7.7 Lo spettro della luce bianca, prodotto dalla rifrazione in un prisma. La luce passa prima attraverso una stretta fenditura, che isola un fascio sottile di luce (di solito chiamato raggio). Questo fascio di luce viene fatto successivamente passare attraverso un prisma (oppure, negli strumenti più moderni, un reticolo di diffrazione). Vedi anche lo spettro della luce visibile in Figura 7.3.

Katz, Treichel, Weaver  
Chimica, III Ed.  
EdiSES

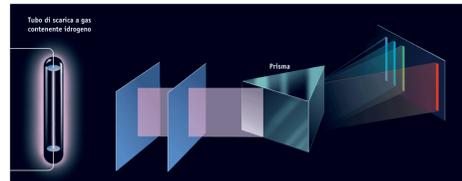


Figura 7.8 Spettro di emissione a righe dell'idrogeno. La luce passa prima attraverso una serie di fenditure per isolare un fascio sottile di luce, che è poi separato nelle sue componenti di diversa lunghezza d'onda per mezzo di un prisma. Una lastra fotografica o una fotocellula evidenziarono le singole lunghezze d'onda come righe separate. Da qui, il nome di "spettro a righe" per la luce emessa da un gas luminoso.

Katz, Treichel, Weaver  
Chimica, III Ed.  
EdiSES

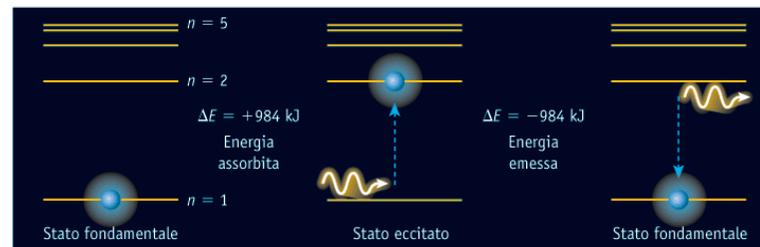
Lo spettro di assorbimento e di emissione dell' idrogeno rivela la natura quantistica degli orbitali elettronici.

Perché gli atomi si possono combinare tra loro e formare le molecole?

### Struttura elettronica dell'atomo

#### MODELLO DELL'ATOMO DI IDROGENO di BOHR ( $Z = 1$ $A = 1$ )

- ✓ L'elettrone si muove attorno al protone centrale secondo **orbite circolari**.
- ✓ Sono consentite solo orbite di un determinato raggio correlato ad un numero intero detto **numero quantico principale n**. Alle orbite corrispondono altrettante determinate energie (E).
- ✓ L'elettrone si trova nell'orbita il cui raggio è correlato con il più basso n. quantico ed il **minor contenuto energetico**.
- ✓ A seguito dell'assorbimento di E l'elettrone passa da uno stato energetico permesso ad un altro. L'energia assorbita corrisponde esattamente alla differenza di energia  $\Delta E$  esistente tra i due stati energetici permessi.



**Figura 7.11** Assorbimento di energia da parte di un atomo quando l'elettrone passa ad uno stato eccitato. Quando l'elettrone passa dallo stato con  $n = 1$  allo stato con  $n = 2$  è assorbita energia ( $\Delta E > 0$ ). Quando l'elettrone ritorna allo stato con  $n = 1$  dallo stato con  $n = 2$ , l'energia è emessa ( $\Delta E < 0$ ).

IL FOTONE: NATURA ONDULATORIA (radiazione elettromagnetica)  
E CORPUSCOLARE (Einstein, effetto fotoelettrico) DELLA MATERIA

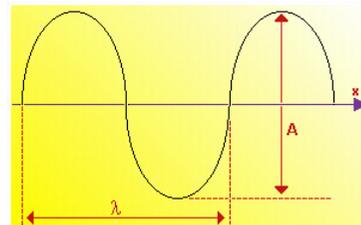
All' elettrone in moto nella propria orbita circolare attorno al nucleo deve essere associata una lunghezza d' onda ( $\lambda$ ) che dipende dalla massa della particella ( $m$ ) e dalla velocità ( $v$ ).

$$\lambda = h/mv \quad \text{Eq. di De Broglie}$$

( $h$  è la costante di Planck).



L.De Broglie  
1892-1987



### DESCRIZIONE QUANTOMECCANICA DELL'ATOMO

Descrizione matematica delle proprietà ondulatorie dell'elettrone. La descrizione quantomeccanica completa di un atomo consiste in un insieme di funzioni d'onda.

- ✓ La funzione d'onda  $\Psi$  descrive gli stati energetici accessibili all'elettrone.

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

Equazione di Schrodinger

- ✓ Gli stati d'energia permessi coincidono con quelli previsti dal modello di Bohr tuttavia, per il principio di indeterminazione, non è possibile specificare allo stesso tempo la posizione e la velocità di una particella  $\Delta x \Delta p \geq \frac{\hbar}{2}$ .
- ✓ Nel modello quantomeccanico si parla della probabilità ( $\Psi^2$ ) che l'elettrone si trovi in una determinata regione dello spazio.

## ORBITALI

Ciascuna funzione d'onda che descrive il moto di un elettrone corrispondente ad un dato livello energetico prende il nome di ORBITALE ATOMICO.

Il modello quantomeccanico prevede 3 numeri quantici ( $n, l, m$ ) caratteristici per ciascun orbitale.

✓ **N. quantico principale  $n$** : correlato con la distanza media dell'elettrone dal nucleo. Definisce il livello energetico. Può assumere valori interi (1, 2, 3...).

✓ **N. quantico azimutale  $l$** : correlato con la forma dell'orbitale. Può assumere valori interi da 0 ad  $n-1$ .

$l$	0	1	2	3	4
Orbitale	s	p	d	f	g

✓ **N. quantico magnetico  $m$** : correlato con l'orientamento dell'orbitale nello spazio. Può assumere valori interi da  $-l$  ad  $l$ .

n	l	m	orbitale: s	orbitale: p	orbitale: d
1	0	0	1s		
2	0	0	2s		
2	1	0		2p <sub>z</sub>	
2	1	1		2p <sub>x</sub>	
2	1	-1		2p <sub>y</sub>	
3	0	0	3s		
3	1	0		3p <sub>z</sub>	
3	1	1		3p <sub>x</sub>	
3	1	-1		3p <sub>y</sub>	
3	2	0			3d <sub>z<sup>2</sup></sub>
3	2	1			3d <sub>xz</sub>
3	2	-1			3d <sub>yz</sub>
3	2	2			3d <sub>xy</sub>
3	2	-2			3d <sub>x<sup>2</sup>-y<sup>2</sup></sub>

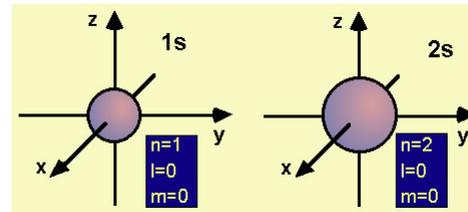
n = 1, 2, 3...

l = da 0 a n-1

m = da -l a l

## Rappresentazione grafica degli orbitali

Orbitali di tipo s

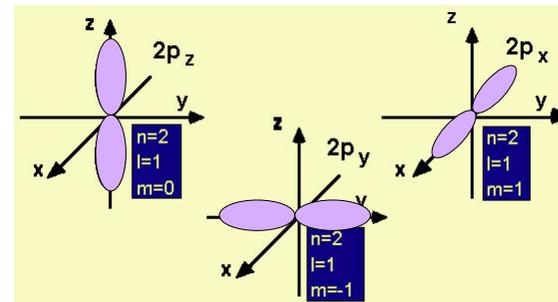


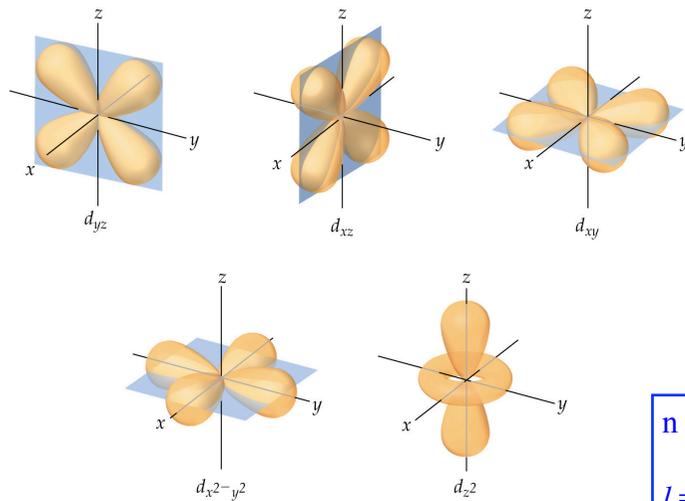
Orbitali di tipo p

$n = 1, 2, 3 \dots$

$l = \text{da } 0 \text{ a } n-1$

$m = \text{da } -l \text{ a } l$



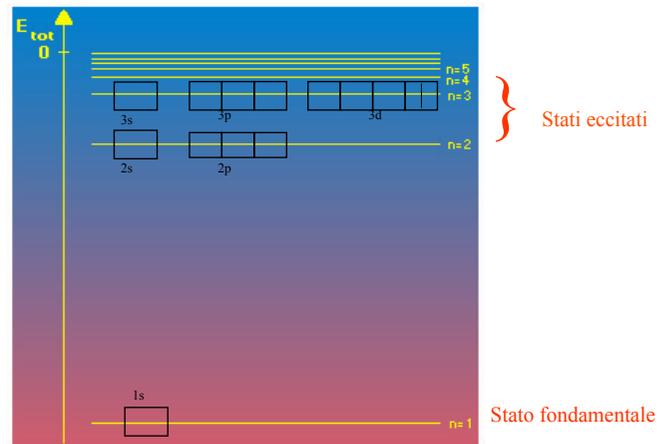


**Orbitali di tipo d**

$n = 3$ $l = 2$ $m = da - 2$ a $2$
--

### Schema dei livelli energetici orbitali in un atomo monoelettronico (H)

Tutti gli orbitali cui  
corrisponde lo stesso  
valore del n. quantico  
principale  $n$   
possiedono la  
medesima energia



### Il IV numero quantico: lo spin elettronico

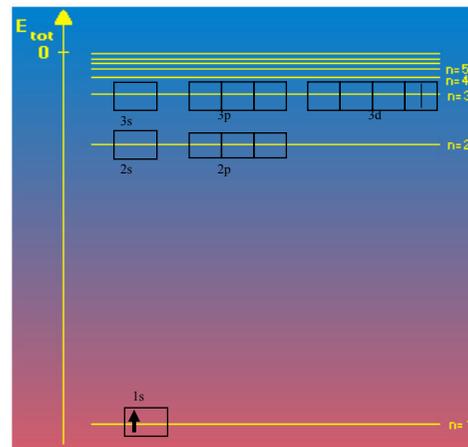
N. quantico di spin  $s$  (importante per gli atomi polielettronici): correlato con il momento associato al moto di spin dell' elettrone. Può assumere valori  $+1/2$  e  $-1/2$ .

Il termine **AUFBAU** (in tedesco, "costruzione") e rappresenta la **costruzione della configurazione elettronica degli atomi**, disponendo attorno al nucleo contenete un numero  $Z$  di protoni un ugual numero di elettroni.

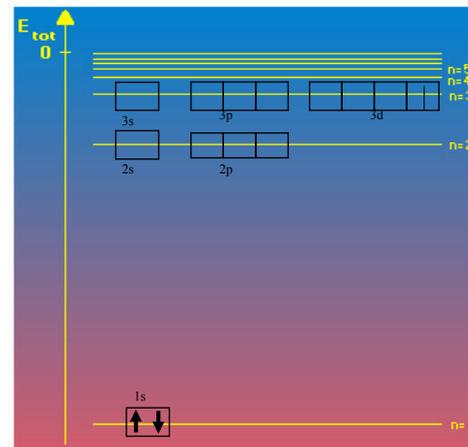
**Principio di minima energia:** ogni elettrone occupa l'orbitale disponibile a energia più bassa.

**Principio di Pauli:** in un atomo non possono esistere 2 elettroni con i 4 numeri quantici eguali; perciò, nello stesso orbitale, possono esserci 2 soli elettroni purché con momento di spin diverso.

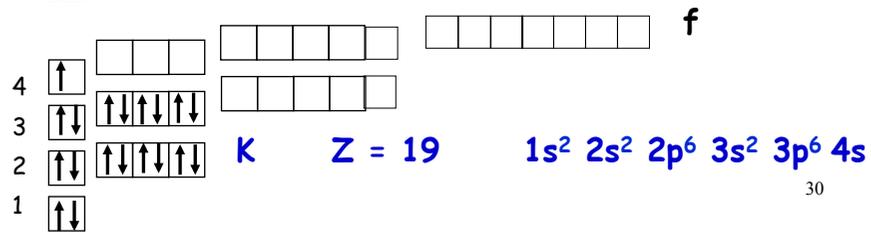
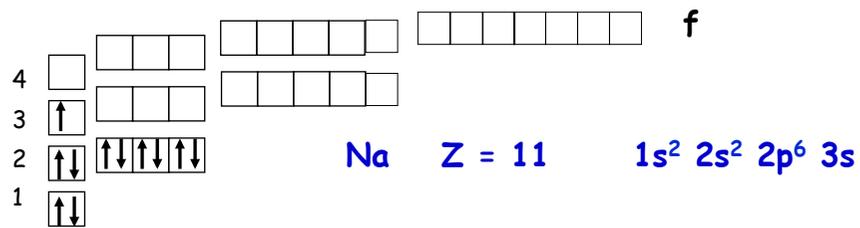
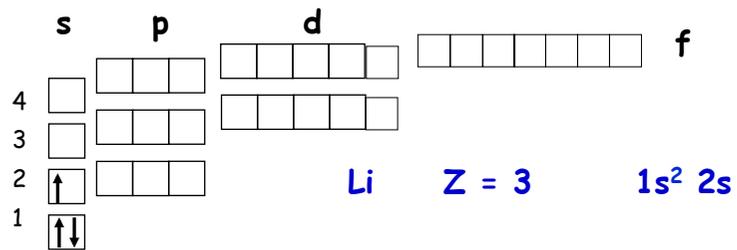
**Regola di Hund:** se due o più elettroni occupano orbitali degeneri (cioè a eguale energia), gli elettroni occupano il maggior numero possibile di questi orbitali, e a spin paralleli.



H;  $Z = 1$       $1s$



He;  $Z = 2$       $1s^2$



Z	simbolo elettronico	rappresentazioni della configurazione elettronica	
3	•Li	(He) 2s ↑	$1s^2 2s^1$
4	••Be	(He) 2s ↑↓	$1s^2 2s^2$
5	••B•	(He) 2s ↑↓ 2p ↑	$1s^2 2s^2 2p^1$
6	••C••	(He) 2s ↑↓ 2p ↑ ↑	$1s^2 2s^2 2p^2$
7	••N•••	(He) 2s ↑↓ 2p ↑ ↑ ↑	$1s^2 2s^2 2p^3$
8	••O••••	(He) 2s ↑↓ 2p ↑↓ ↑ ↑	$1s^2 2s^2 2p^4$
9	••F•••••	(He) 2s ↑↓ 2p ↑↓ ↑↓ ↑	$1s^2 2s^2 2p^5$
10	••Ne••••••	(He) 2s ↑↓ 2p ↑↓ ↑↓ ↑↓	$1s^2 2s^2 2p^6$
11	•Na	(Ne) 3s ↑	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^1$

↑  
Strutture di Lewis

## CONFIGURAZIONE ELETTRONICA E CLASSIFICAZIONE DEGLI ELEMENTI

La scoperta di numerosi nuovi elementi nel XIX secolo ebbe come conseguenza naturale quella di tentarne una classificazione.

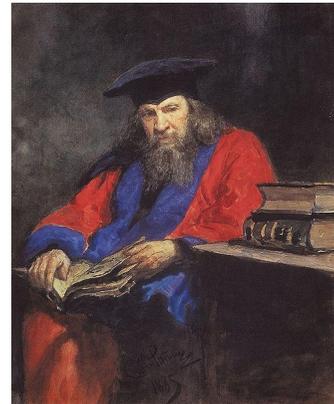
Mendeleev dispose gli elementi in ordine di numero atomico  $Z$  crescente, mettendo in luce il carattere periodico delle loro proprietà chimiche e fisiche (Tavola Periodica).

Gruppi (colonne della tabella): elementi che hanno la stessa configurazione elettronica esterna.

Periodi (righe della tabella): inizia con un elemento che ha come configurazione elettronica esterna un elettrone di tipo  $s$  e procede aumentando di una unità il numero atomico  $Z$  ad ogni passaggio. Gli elettroni più esterni hanno lo stesso numero quantico  $n$ .

Dmitri Mendeleev formulò la **tavola periodica degli elementi** nel 1869.

A differenza di altri contributori alla tavola, Mendeleev fornì un sistema di classificazione che riusciva a prevedere le caratteristiche di elementi non ancora scoperti.



Dmitri Mendeleev nato a Tobolsk  
Siberia (1834-1907).

Rassegnò le dimissioni dall'università il **17 agosto 1890**,  
quando il governo russo rigettò un progetto di riforma degli studi  
presentato dai suoi studenti

## CONFIGURAZIONE ELETTRONICA E CLASSIFICAZIONE DEGLI ELEMENTI

La scoperta di numerosi nuovi elementi nel XIX secolo ebbe come conseguenza naturale quella di tentarne una classificazione.

Mendeleev dispose gli elementi in ordine di peso atomico crescente, mettendo in luce il carattere periodico delle loro proprietà chimiche e fisiche (Tavola Periodica)

Recht	Gruppo I. — R <sup>0</sup>	Gruppo II. — R <sup>0</sup>	Gruppo III. — R <sup>0</sup>	Gruppo IV. RH <sup>4</sup> R <sup>0</sup>	Gruppo V. RH <sup>5</sup> R <sup>0</sup>	Gruppo VI. RH <sup>6</sup> R <sup>0</sup>	Gruppo VII. RH <sup>7</sup> R <sup>0</sup>	Gruppo VIII. — R <sup>0</sup>
1	H=1							
2	Li=7	Be=9,4	B=11	C=12	N=14	O=16	F=19	
3	Na=23	Mg=24	Al=27,3	Si=28	P=31	S=32	Cl=35,5	
4	K=39	Ca=40	—=44	Ti=48	V=51	Cr=52	Mn=55	Fe=56, Co=59, Ni=59, Cu=63.
5	(Cu=63)	Zn=65	—=68	—=72	As=75	So=78	Br=80	
6	Rb=85	Sr=87	?Yt=88	Zr=90	Nb=94	Mo=96	—=100	Ru=104, Rh=104, Pd=106, Ag=108.
7	(Ag=108)	Cd=112	In=113	Su=118	Sb=122	Te=125	J=127	
8	Cs=133	Ba=137	?Di=138	?Ce=140	—	—	—	— — — —
9	(—)	—	—	—	—	—	—	
10	—	—	?Er=178	?La=180	Ta=182	W=184	—	Os=195, Ir=197, Pt=198, Au=199.
11	(Au=199)	Hg=200	Tl=204	Pb=207	Bi=208	—	—	
12	—	—	—	Th=231	—	U=240	—	— — — —

## Tavola periodica degli elementi

Gruppo

Periodo

Numero atomico

	1																	2																																																							
	H																	He																																																							
	3	4											5	6	7	8	9	10																																																							
	Li	Be											B	C	N	O	F	Ne																																																							
	11	12											13	14	15	16	17	18																																																							
	Na	Mg											Al	Si	P	S	Cl	Ar																																																							
	19	20	21	22	23	24	25	26	27	28	29	30	31	32	33	34	35	36																																																							
	K	Ca	Sc	Ti	V	Cr	Mn	Fe	Co	Ni	Cu	Zn	Ga	Ge	As	Se	Br	Kr																																																							
	37	38	39	40	41	42	43	44	45	46	47	48	49	50	51	52	53	54																																																							
	Rb	Sr	Y	Zr	Nb	Mo	Tc	Ru	Rh	Pd	Ag	Cd	In	Sn	Sb	Te	I	Xe																																																							
	55	56	57	72	73	74	75	76	77	78	79	80	81	82	83	84	85	86																																																							
	Cs	Ba	La	Hf	Ta	W	Re	Os	Ir	Pt	Au	Hg	Tl	Pb	Bi	Po	At	Rn																																																							
	87	88	89	104	105	106	107	108	109	110																																																															
	Fr	Ra	Ac	Rf	Db	Sg	Bh	Hs	Mt	Uun																																																															
												p																																																													
	s																																																																								
	<table border="1" style="width: 100%; border-collapse: collapse; text-align: center;"> <tr> <td>58</td><td>59</td><td>60</td><td>61</td><td>62</td><td>63</td><td>64</td><td>65</td><td>66</td><td>67</td><td>68</td><td>69</td><td>70</td><td>71</td> </tr> <tr> <td>Ce</td><td>Pr</td><td>Nd</td><td>Pm</td><td>Sm</td><td>Eu</td><td>Gd</td><td>Tb</td><td>Dy</td><td>Ho</td><td>Er</td><td>Tm</td><td>Yb</td><td>Lu</td> </tr> <tr> <td>90</td><td>91</td><td>92</td><td>93</td><td>94</td><td>95</td><td>96</td><td>97</td><td>98</td><td>99</td><td>100</td><td>101</td><td>102</td><td>103</td> </tr> <tr> <td>Th</td><td>Pa</td><td>U</td><td>Np</td><td>Pu</td><td>Am</td><td>Cm</td><td>Bk</td><td>Cf</td><td>Es</td><td>Fm</td><td>Md</td><td>No</td><td>Lr</td> </tr> </table>																	58	59	60	61	62	63	64	65	66	67	68	69	70	71	Ce	Pr	Nd	Pm	Sm	Eu	Gd	Tb	Dy	Ho	Er	Tm	Yb	Lu	90	91	92	93	94	95	96	97	98	99	100	101	102	103	Th	Pa	U	Np	Pu	Am	Cm	Bk	Cf	Es	Fm	Md	No	Lr
58	59	60	61	62	63	64	65	66	67	68	69	70	71																																																												
Ce	Pr	Nd	Pm	Sm	Eu	Gd	Tb	Dy	Ho	Er	Tm	Yb	Lu																																																												
90	91	92	93	94	95	96	97	98	99	100	101	102	103																																																												
Th	Pa	U	Np	Pu	Am	Cm	Bk	Cf	Es	Fm	Md	No	Lr																																																												

- Metalli
- Metalli alcalini
- Elementi di transizione: orbitali *d* ed *f* in corso di riempimento
- Alogeni
- Gas inerti

<http://periodic.lanl.gov/default.htm>



Scene from "The Big Bang Theory" on CBS



<http://www.webelements.com/>

**Come sono disposti gli elettroni negli orbitali in ciascuno degli elementi della tavola periodica?**

**n = 1**

Stato fondamentale: elettroni in condizioni di minima E

L'orbitale 1s (che corrisponde a  $n = 1, l = 0, m = 0$ ) è l'orbitale con E piu' bassa

Principio di Pauli e costruzione degli atomi di H ( $1s^1$ ) e He ( $1s^2$ )

Completato il riempimento dell'unico orbitale di n. quantico principale  $n = 1$

**n = 2**

Si comincia a popolare l'orbitale di max. stabilità dopo l'1s e cioè il 2s (Li =  $1s^2 2s$ ): nuovo guscio, nuovo periodo (Be =  $1s^2 2s^2$ )

Elemento	n. totale elettroni	Configurazione elettronica
H	1	$1s^1$
He	2	$1s^2$
Li	3	$1s^2 2s$
Be	4	$1s^2 2s^2$
B	5	$1s^2 2s^2 2p$
C	6	$1s^2 2s^2 2p^2$

**Regola di Hund:** gli elettroni si dispongono occupando tutti gli orbitali degeneri disponibili

Nei Gruppi si trovano elementi con la stessa configurazione elettronica esterna.

Metalli (Gruppo I):

Elemento	n. totale elettroni	Configurazione elettronica
Li	3	$1s^2 2s$
Na	11	$1s^2 2s^2 2p^6 3s$
K	19	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s$

### Metalli alcalini (Gruppo II)

Elemento	n. totale elettroni	Configurazione elettronica
Be	4	$1s^2 2s^2$
Mg	12	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2$
Ca	20	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2$

### Alogeni (Gruppo VII)

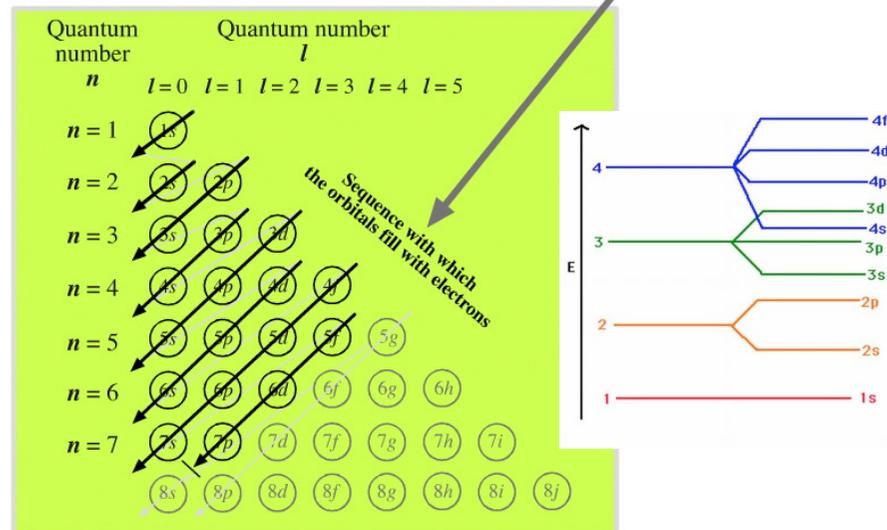
Elemento	n. totale elettroni	Configurazione elettronica
F	9	$1s^2 2s^2 2p^5$
Cl	17	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^5$

### Gas rari (Gruppo 0)

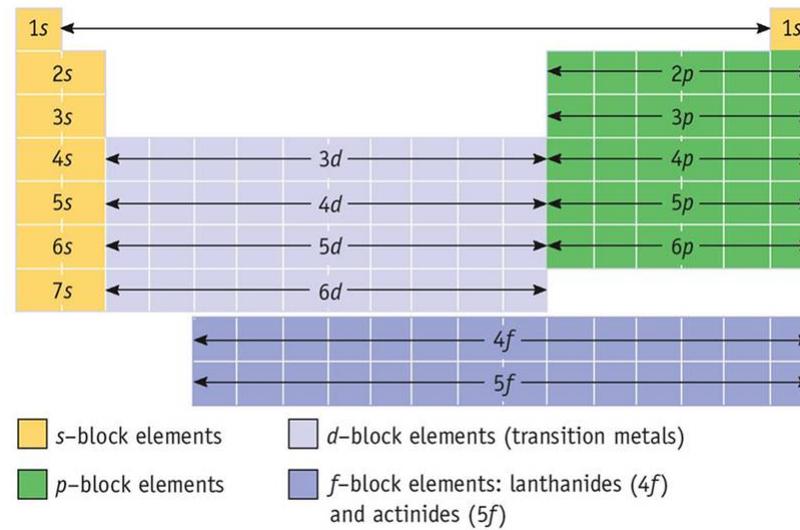
La configurazione corrispondente al riempimento totale degli orbitali s e p ad opera degli 8 elettroni che essi sono in grado di contenere risulta in una estrema stabilità (elementi dotati di elevata energia di ionizzazione, bassa affinità elettronica e non reattivi).

Elemento	n. totale elettroni	Configurazione elettronica
Ne	10	$1s^2 2s^2 2p^6$
Ar	18	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6$

## L'ordine di riempimento degli orbitali



Gli orbitali si riempiono per  $n+l$  crescente. A parità di  $n+l$ , si riempirà prima quello con  $n$  più basso.



© 2006 Brooks/Cole - Thomson

## Ordine di riempimento degli orbitali e tavola periodica



## Energia di ionizzazione (I)

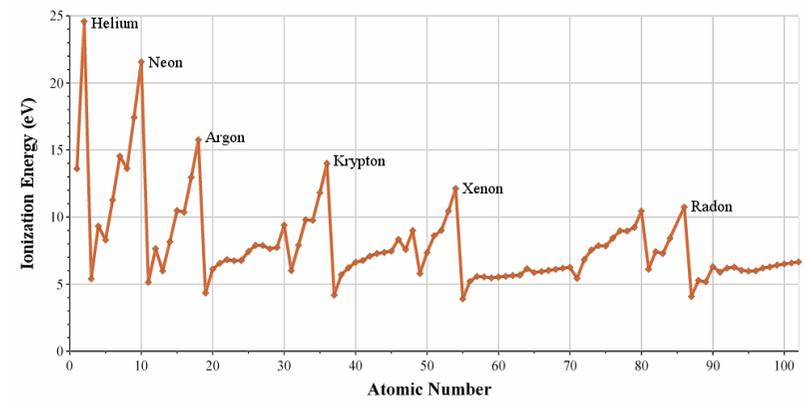
E' l'energia necessaria ad asportare un elettrone da un atomo o da uno ione.



Tanto maggiore I tanto più intensa l'attrazione dell'elettrone all'interno dell'atomo o dello ione.

I aumenta ad ogni successivo elettrone che si vuole allontanare (diminuisce l'effetto schermo degli elettroni)

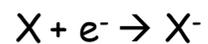
I aumenta verso destra lungo un periodo, diminuisce scendendo lungo un gruppo.



Periodicità dell' energia di ionizzazione

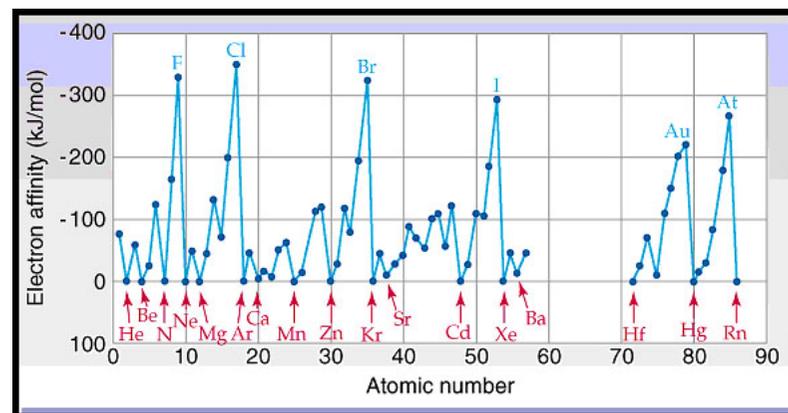
## Affinità elettronica

È l'energia associata al processo di addizione di un elettrone ad un atomo o ad uno ione.

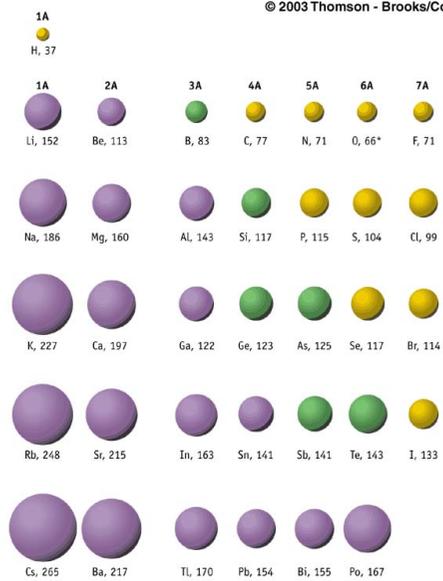


Per la maggior parte degli atomi e per tutti gli ioni positivi l'aggiunta di un elettrone determina una cessione di energia (E ha segno negativo).

L'affinità elettronica generalmente è più negativa verso destra lungo un periodo (eccezione gas rari) e verso l'alto all'interno di ciascun gruppo.



Periodicità dell' affinità elettronica.



Periodicità dei raggi atomici per i gruppi principali.

## Periodicità delle proprietà degli atomi

