



UNINA PRIMO ANNO
CHIMICA E PROPEDEUTICA BIOCHIMICA
APPUNTI

STRUTTURA ATOMICA

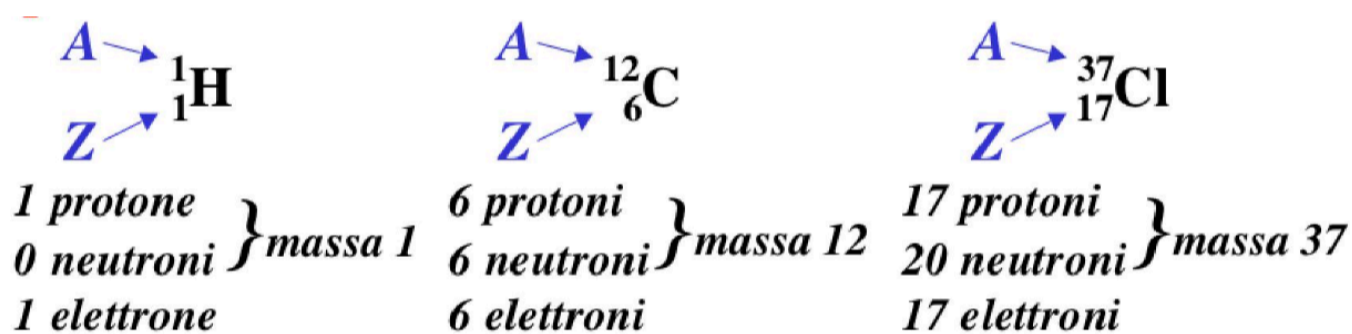
L'**atomo** è definito come la minima parte di materia, nonché la più piccola parte di un elemento che ne conserva le proprietà chimiche, nonostante una trasformazione.

L'atomo è dotato di un nucleo formato da **protoni** e **neutroni** (detti anche **nucleoni**) che è ciò che conferisce massa all'atomo perché i nucleoni sono molto più pesanti e ristretti nel nucleo e di **elettroni** che ruotano attorno al nucleo in regioni di spazio dette orbitali atomici. Il numero di elettroni invece vanno a costituire la grandezza dell'atomo poiché maggiore è il numero di elettroni maggiore è il contenuto energetico degli atomi per cui essi possederanno più orbitali in cui appunto, con massima probabilità, risiedono due elettroni (*Teoria di Schrodinger*).

Ogni elemento è contraddistinto da una lettera maiuscola oppure due lettere di cui una è maiuscola e l'altra minuscola, esempio: C→Carbonio, Ca→Calcio.

Inoltre a sinistra dell'elemento si trovano:

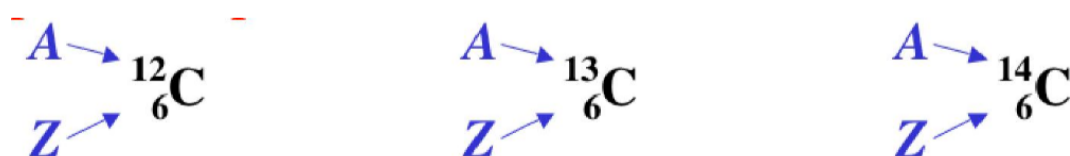
- In alto, il **numero di massa** (indicato con la lettera **A**) dell'elemento che corrisponde alla somma del numero di protoni e di quello dei neutroni.
- In basso, il **numero atomico** (indicato con la lettera **Z**) dell'elemento che corrisponde al numero di protoni.



Inoltre il numero di elettroni di un elemento corrisponde al numero di protoni, per cui se l'atomo di un elemento possiede 3 protoni allora possederà anche 3 elettroni.

Il numero di neutroni invece non sempre coincide con quello di protoni, fatto sta che per atomi di uno stesso elemento è possibile trovare differenti numeri di massa per ciascun atomo: alla base di questa differenza di A sta proprio il differente numero di neutroni fra i vari atomi.

Quando atomi dello stesso elemento hanno uguale Z ma differente A, allora prendono il nome di **isotopi**.



Gli isotopi dell'idrogeno portano nomi differenti a seconda che possiedano rispettivamente 0, 1 o 2 neutroni e sono: *idrogeno (prozio)*, *deuterio*, *trizio*.

Per quanto riguarda la massa dei nucleoni e degli elettroni, che sono chiamati anche particelle sub-atomiche, esse sono:

- $m_e = 9,11 \times 10^{-31} \text{ kg}$

- $m_{\text{protone}} = m_{\text{neutrone}} = 1,67 \times 10^{-27} \text{ kg}$.

Come si può notare, la massa dei nucleoni è circa 2000 volte maggiore della massa degli elettroni ed è per questo che è il nucleo a costituire la massa dell'atomo stesso.

Le proprietà chimiche, la possibilità di legarsi e reagire, di un elemento sono determinate dal numero di elettroni e dal numero di elettroni che risiedono negli orbitali più esterni.

ORBITALI ATOMICI

Un orbitale è una regione di spazio attorno al nucleo in cui vi è la massima probabilità di trovare uno o due elettroni.

Hanno un centro di simmetria, che coincide con il nucleo stesso, e si identificano attraverso dei numeri quantici (n, l, m, s) che risolvono l'equazione di Schrodinger. I primi tre numeri quantici riguardano il contenuto energetico e la forma dell'orbitale mentre il numero s riguarda l'orientazione degli elettroni nell'orbitale.

NUMERO QUANTICO PRINCIPALE

Il numero quantico principale è indicato con la lettera n ed assume valori compresi tra 1 e 7. Esso indica il contenuto energetico dell'orbitale nonché la sua grandezza: maggiore è n , maggiore è la grandezza dell'orbitale per cui all'aumentare di n aumenta la distanza dell'orbitale dal nucleo (anche se non vi è alcuna modifica nella forma). Se due orbitali riportano lo stesso valore di n sono detti *isoenergetici* perché contengono una stessa quantità di energia.

NUMERO QUANTICO SECONDARIO

Il numero quantico secondario invece è indicato con la lettera l ed assume valori compresi tra 0 e $(n-1)$ ed indica la forma dell'orbitale. Per ciascun valore che l può assumere, che prende il nome di sottolivello energetico, si hanno diverse forme dell'orbitale.

Il massimo valore di l è 3, almeno per gli orbitali degli elementi fino ad ora conosciuti.

NUMERO QUANTICO MAGNETICO

Il numero quantico magnetico indica l'orientazione dell'orbitale nello spazio atomico, è indicato con la lettera m e può assumere valori compresi tra $-l$ e l .

NUMERO QUANTICO DI SPIN

Il numero di spin si riferisce all'elettrone e in modo particolare alla rotazione dell'elettrone all'interno dell'orbitale: se essa avviene in senso orario, lo spin ha un valore pari a $1/2$; se avviene in senso antiorario, ha un valore pari a $-1/2$.

Il numero di n ci indica il numero degli orbitali e le loro forme, come è possibile vedere nella seguente tabella:

n	l	Sottolivello energetico	m
1	0	s	0
2	0 e 1	s e p	-1, 0, 1
3	0 - 1 - 2	s - p - d	-2, -1, 0, 1, 2
4	0 - 1 - 2 - 3	s - p - d - f	-3, -2, -1, 0, 1, 2, 3

Quando si vanno a scrivere gli orbitali essi vanno rappresentati ponendo prima il numero quantico principale, rappresentato da un numero, affiancato da un sottolivello indicato a lettera al cui apice troviamo il numero di elettroni contenuti in quell'orbitale.

Esempio: $2s^2$ è un orbitale del primo sottolivello del secondo livello, contenente due elettroni. Gli orbitali seguono una **scala energetica** che sarà poi utile per effettuare la configurazione elettronica di un elemento:

$$7s > 6s > 5s > 4s > 3s > 2s > 1s$$

$$5p > 4p > 3p > 2p > 1p$$

$$4d > 3d > 2d > 1d$$

$$4f > 3f > 2f > 1f$$

RIEMPIMENTO DEGLI ORBITALI ATOMICI (AUFBAU)

PRINCIPIO DI ESCLUSIONE DI PAULI

Gli elettroni di uno stesso orbitale non possono avere le quaterne di numeri quantici uguali. Dato che i primi tre numeri quantici riguardano le caratteristiche e l'energia degli orbitali e non gli elettroni in essi contenuti, ci rimane solo il numero di spin che riguarda esclusivamente gli elettroni. Poiché il numero di spin può assumere solo due diversi valori, ciò significa che in un orbitale possono trovarsi al massimo due elettroni, che tra l'altro avranno spin opposto.

REGOLA DI HUND (DELLA MASSIMA MOLTEPLICITÀ)

Se ci sono degli orbitali isoenergetici, gli elettroni, con spin opposto e parallelo, si dispongono occupando il maggior numero di orbitali possibili.

REGOLA DELLA SCALA ENERGETICA DEGLI ORBITALI

Gli orbitali si riempiono in ordine crescente di energia: si parte dagli orbitali a minor contenuto energetico a salire.

Ci sono delle inversioni nell'ordine di riempimento degli orbitali, infatti la scala energetica da seguire durante il riempimento è la seguente:

$$1s < 2s < 2p < 3s < 3p < 4s < 3d < 4p < 5s < 4d < 5p \dots$$

L'ordine di riempimento degli orbitali può essere ricavato dalla somma $n+l$. A parità di valori $n+l$ si dà priorità in base a n .

Inoltre sono sempre presenti: 1 orbitale di tipo s , 3 orbitali di tipo p , 5 orbitali di tipo d , 7 orbitali di tipo f .

Nel sottolivello s possiamo avere al massimo 2 elettroni, nel sottolivello p al massimo 6, in d al massimo 10 e in f al massimo 14.

CONFIGURAZIONE ELETTRONICA

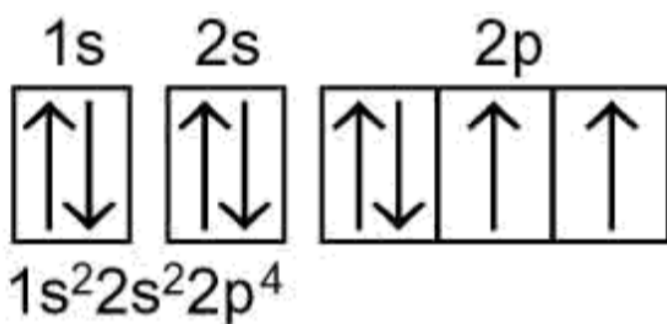
La configurazione elettronica di un elemento indica in numero e il tipo di orbitale, nonché il numero di elettroni presenti nell'elemento dato (ogni configurazione è caratteristica per ciascun elemento. I vari orbitali devono essere riempiti prima con elettroni dello stesso spin e poi vanno inseriti quelli con spin opposto.

Numero quantico principale n Numero di elettroni nell'orbitale

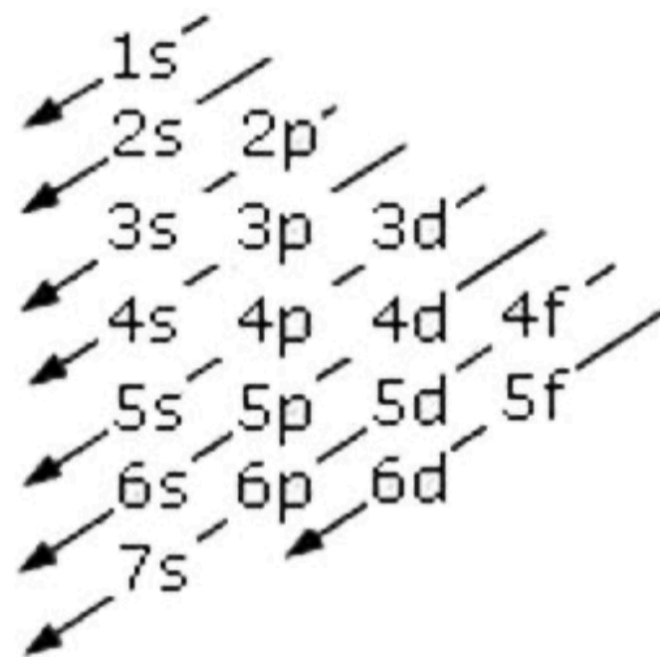
1 **s**^{**2**}

Simbolo dell'orbitale
(corrisponde al numero secondario l)

Configurazione elettronica dell'elio con $Z=2$



Configurazione elettronica dell'ossigeno con $Z=8$



Scala energetica da seguire per scrivere la configurazione elettronica di un elemento.

CONFIGURAZIONE ELETTRONICA ESTERNA

Con essa indichiamo soltanto gli elettroni appartenenti ad un livello energetico più esterno. Ad esempio il carbonio ha $Z=6$ per cui possiede in totale 6 elettroni e la sua configurazione elettronica risulta essere: $1s^2 2s^2 2p^2$ mentre la sua configurazione elettronica esterna sarà semplicemente $2s^2 2p^2$. Questo può tornare particolarmente utile per scrivere la configurazione elettronica di quegli elementi che hanno un elevato numero di elettroni.

TAVOLA PERIODICA

Essa fu scritta inizialmente ordinando gli elementi in ordine di massa crescente. Dopo la scoperta della teoria atomica, fu supportato questo modello di tavola.

	1 1A																	18 8A	
1	H 1,00794																		He 4,00260
2	Li 6,941	Be 9,0122											B 10,811	C 12,011	N 14,0067	O 15,9994	F 18,9984	Ne 20,1797	
3	Na 22,9898	Mg 24,3050											Al 26,9815	Si 28,0855	P 30,9738	S 32,066	Cl 35,4527	Ar 39,948	
4	K 39,0983	Ca 40,078	Sc	Ti 47,88	V 50,9415	Cr 51,9961	Mn 54,9381	Fe 55,847	Co 58,9332	Ni 58,69	Cu 63,546	Zn 65,39	Ga 69,723	Ge 72,61	As 74,9216	Se 78,96	Br 79,904	Kr 83,80	
5	Rb 85,4678	Sr 87,62	Y	Zr 91,224	Nb 92,9064	Mo 95,94	Tc (98)	Ru 101,07	Rh 102,906	Pd 106,42	Ag 107,868	Cd 112,411	In 114,82	Sn 118,710	Sb 121,760	Te 127,60	I 126,9045	Xe 131,29	
6	Cs 132,9054	Ba 137,327	La *	Hf 178,49	Ta 180,9479	W 183,84	Re 186,207	Os 190,23	Ir 192,217	Pt 195,078	Au 196,9665	Hg 200,59	Tl 204,3833	Pb 207,2	Bi 208,980	Po (209)	At (210)	Rn (222)	
7	Fr (223)	Ra 226,025	Ac †	Rf (261)	Db (262)	Sg (263)	Bh (262)	Hs (277)	Mt (268,1388)	Ds (281)									

* Serie dei lantanidi	58 Ce 140,115	59 Pr 140,908	60 Nd 144,24	61 Pm (145)	62 Sm 150,36	63 Eu 151,965	64 Gd 157,25	65 Tb 158,925	66 Dy 162,50	67 Ho 164,930	68 Er 167,26	69 Tm 168,934	70 Yb 173,04	71 Lu 174,967
† Serie degli attinidi	90 Th 232,038	91 Pa 231,036	92 U 238,029	93 Np 237,048	94 Pu (244)	95 Am (243)	96 Cm (247)	97 Bk (247)	98 Cf (251)	99 Es (252)	100 Fm (257)	101 Md (258)	102 No (259)	103 Lr (260)

La tavola periodica è suddivisa in:

- I. **Periodi**: al massimo 7 perché abbiamo 7 numeri quantici principali: attraverso il numero del periodo di appartenenza è possibile capire quale sia l'ultimo livello energetico dell'orbitale dell'elemento considerato e viceversa (es: il C appartiene al **secondo periodo** e la sua configurazione elettronica esterna è $2s^2 2p^2$). Essi sono delle righe orizzontali lungo cui da sinistra verso destra aumentano numero atomico e peso.
- II. **Gruppi**: righe verticali i cui elementi hanno proprietà fisiche e chimiche simili perché hanno lo stesso numero di elettroni nel livello più esterno.

Tra i gruppi più ricordati si hanno: **gruppo 1A dei metalli alcalini** che hanno un elettrone nel livello più esterno che tendono a cedere per trovare la stabilità chimica che caratterizzano i gas nobili che li precedono nella tavola. Es: il Li quando cede il suo elettrone più esterno, acquisisce una configurazione elettronica esterna $1s^2$ che è uguale a quella dell'He che lo precede lungo il periodo.

Un altro gruppo è quello dei **gas nobili (8A)**. La caratteristica principale dei gas nobili è che non danno reazioni chimiche perché sono altamente stabili e per questo, monoatomici. Questa loro condizione è dovuta alla presenza, nel loro caso, di 8 elettroni nel livello più esterno (eccetto l'elio che ne ha 2) e ad una configurazione elettronica esterna completa. Diversamente dagli elementi del gruppo 1A si comportano anche quelli del 6A tra cui l'ossigeno che, invece di cedere i suoi 6 elettroni, ne attrae 2 per ottenere la stabilità ovvero gli 8 elettroni nel livello più esterno (la **regola dell'ottetto**). Questa condizione è tipica