

Gli Elementi e La Tavola Periodica

Le sostanze, naturali o sintetizzate dall'uomo, sono costituite da atomi. Col termine **atomo** si indica la particella "chimicamente elementare" cioè non sintetizzabile a partire da particelle di massa inferiore, in assenza di forze elettromagnetiche e/o gravitazionali adeguate a modificare l'energia delle particelle subatomiche, ovvero protoni, neutroni ed elettroni.

L'atomo è elettricamente neutro, poiché la somma delle cariche elettriche elementari negative, ciascuna delle quali è localizzata su un elettrone, è esattamente bilanciata dalla somma delle cariche elettriche elementari positive, ciascuna delle quali è localizzata su un protone. In altri termini, in ogni atomo il numero degli elettroni è uguale al numero dei protoni. Questo numero viene denominato **Numero Atomico, Z**. Si riconoscono così **109 specie atomiche**, con Z da 1 a 109, che vengono definite **Elementi Chimici** e indicati con un simbolo che abitualmente corrisponde alla prima lettera, o alle prime due lettere, del corrispondente nome latino: Idrogeno, **H**, Elio, **He**, Litio, **Li**, Berillio, **Be**, Boro, **B**, Carbonio, **C**, Azoto, **N**, Ossigeno, **O**, Fluoro, **F**, Neon, **Ne**, Sodio, **Na**, Magnesio, **Mg**, Alluminio, **Al**, Silicio, **Si**, Fosforo, **P**, Zolfo, **S**, Cloro, **Cl**, Argon, **Ar**, Potassio, **K**, Calcio, **Ca**, ecc.. Il numero atomico è caratteristico delle proprietà chimiche della corrispondente specie atomica, cioè della sua capacità di legarsi ad altri atomi per formare oggetti pluriatomici denominati **Molecole**.

Le molecole che contengono un solo tipo di atomi sono i costituenti delle sostanze denominate **semplici**: esse sono pertanto la manifestazione macroscopica degli elementi, cioè la forma fisica accessibile ai nostri sensi o alle nostre misurazioni. Le molecole che contengono due o più tipi di atomo sono dette **composti**. La Natura offre pochi esempi di molecole monoatomiche (i cosiddetti gas nobili, **He**, **Ne**, **Ar**, ecc.) e milioni di esempi di molecole pluriatomiche. A queste appartengono le molecole biatomiche dell'azoto, N_2 , e dell'ossigeno, O_2 , che sono i principali componenti dell'aria che respiriamo, e la molecola triatomica dell'acqua, H_2O , costituita da due atomi di idrogeno e un atomo di ossigeno. Le molecole che formano i principali componenti delle strutture biologiche, proteine, acidi nucleici, amido, grassi, ecc. possono avere alcune decine, o centinaia, o migliaia di atomi.

Le forze che tengono insieme gli atomi di una molecola sono dette **legami chimici** e sono la manifestazione di un cambiamento della localizzazione degli elettroni atomici quando due o più atomi vengono a trovarsi a distanza sufficientemente breve. Ne viene che per comprendere la natura dei legami chimici e le proprietà delle molecole è indispensabile conoscere, almeno schematicamente, la struttura dell'atomo e, in particolare, lo stato fisico degli elettroni all'interno di un atomo.

Protoni e neutroni costituiscono il **Nucleo Atomico**, cioè la regione centrale dell'atomo, il cui diametro è dell'ordine di 10^{-14} m, molto più piccolo del diametro dell'intero atomo che è dell'ordine di 10^{-10} m. Il protone ha massa praticamente uguale a quella del neutrone e circa duemila volte maggiore di quella dell'elettrone. Ne viene che, con buona approssimazione, si può affermare che **quasi tutta la massa atomica è concentrata nel nucleo**.

Mentre il numero di protoni deve essere uguale al numero di elettroni, il numero dei neutroni può variare. Ad esempio, il nucleo dell'atomo di idrogeno ha un solo protone, ma nessun neutrone. A partire dall'Elio ($Z = 2$) fino al Ca ($Z = 20$) il numero di tende ad uguagliare quello dei protoni: questa corrispondenza si perde per Z più elevati e non è una regola precisa nemmeno per gli elementi con $Z < 20$. Esiste, ad esempio, una specie atomica, denominata Deuterio, **D**, che ha lo stesso numero atomico dell'idrogeno ($Z = 1$), ma massa atomica doppia, poiché il nucleo di **D** è costituito da un protone e da un neutrone: si dice che il deuterio è un **isotopo** dell'idrogeno. Allo stesso modo, per $Z = 3$, l'elemento Li si presenta in natura con due isotopi, ${}^6\text{Li}$ e ${}^7\text{Li}$, il primo dei quali con nucleo costituito da 3 protoni e 3 neutroni, il secondo con nucleo costituito da 3 protoni e 4 neutroni. Atomi della stessa specie, cioè con identico Z , ma differente numero di neutroni nel rispettivo nucleo formano una **famiglia di isotopi**. Gli isotopi di un elemento hanno pertanto lo stesso Z , ma massa atomica differente. Tutti gli elementi hanno due o più isotopi.

Alcuni isotopi sono instabili e tendono a trasformarsi in isotopi stabili, abitualmente di un elemento differente, con **processi di decadimento** più o meno frequenti: (1) trasformazione di un neutrone in protone con emissione di un elettrone (particella β); (2) cattura di un elettrone esterno con trasformazione di un protone in neutrone; (3) emissione di una particella α , cioè di una coppia di neutroni e una coppia di protoni (nucleo di He). In alcuni di questi processi una parte di energia viene emessa come radiazione elettromagnetica ad elevata frequenza (raggi γ). Particelle e radiazioni emesse dagli isotopi instabili sono dette **radiazioni nucleari**. Per questo motivo gli isotopi instabili sono detti **radioattivi**. Esempi di isotopi radioattivi sono il Trizio, ${}^3\text{H}$, il ${}^{14}\text{C}$, l' ${}^{234}\text{U}$.

Ogni elemento presente sulla Terra ha una distribuzione isotopica la quale dipende sostanzialmente da: (a) il tempo trascorso dall'epoca della separazione del nostro pianeta dal Sole, (b) il ricambio di atomi prodotto dalle reazioni chimiche che, più o meno lentamente, trasformano i corpi e/o li rinnovano secondo cicli biologici, meteorologici, geologici, ecc.. La distribuzione degli isotopi di ogni famiglia tende così ad "aggiornarsi" mediamente nella stessa misura in tutti i punti della Terra (e della sua atmosfera) con progressiva riduzione dell'abbondanza degli isotopi instabili.

Per questo motivo, l'abbondanza di un dato isotopo è una misura dell'età dell'oggetto che lo contiene, se questo oggetto è rimasto escluso dal ricambio ambientale per secoli o

millenni: la frazione di Carbonio presente come isotopo ^{14}C viene, ad esempio, utilizzata per datare reperti archeologici.

La **massa atomica, M.A.**, di un elemento è pertanto la “**media pesata**” delle masse dei suoi isotopi: $M.A. = \sum_i (f_i M_i)$, dove f_i è l’abbondanza dell’isotopo i -esimo di massa M_i . L’unità di massa utilizzata per gli isotopi è il **Dalton (Da)**, e corrisponde alla dodicesima parte della massa del ^{12}C , il cui nucleo contiene 6 protoni e 6 neutroni.

Il **volume** relativamente grande **dell’atomo** è prevalentemente occupato dalla “nuvola elettronica”, la quale, nonostante la sua trascurabile massa, è responsabile di tutte le proprietà chimiche dell’atomo. Il ruolo degli elettroni è legato alla loro grandissima mobilità: gli elettroni sono soggetti alla forza elettrostatica attrattiva del nucleo, ma restano distanti da questo a causa della loro velocità, confrontabile con quella della luce ($c = 3 \cdot 10^8 \text{ m s}^{-1}$ nel vuoto).

Se due atomi si avvicinano quanto basta perché gli elettroni del primo “sentano” il campo elettrico del nucleo del secondo e le forze repulsive dei suoi elettroni, la distribuzione nello spazio delle “nuvole elettroniche” dei due atomi si modifica per dare origine ad una nuova distribuzione che coinvolge entrambi i nuclei: si crea così un **legame chimico**.

Poiché all’interno di un atomo sono presenti più elettroni, alcuni di essi “schermano” in parte il campo elettrostatico centrato sul nucleo: questi vengono descritti come **elettroni interni** i quali non prendono parte alla formazione dei legami chimici, poiché restano localizzati intorno al proprio nucleo. Gli altri elettroni, detti **elettroni esterni**” o **elettroni di valenza**, sono trattenuti da forze minori e sono quindi disponibili a modificare la propria distribuzione nello spazio all’approssimarsi di un atomo estraneo.

La distribuzione nello spazio della nuvola elettronica di un atomo, denominata **struttura elettronica**, dipende dal numero complessivo di elettroni, cioè dal numero atomico dell’elemento. Nel suo continuo spostamento ad elevata velocità, ogni elettrone impegna una regione dello spazio matematicamente definibile, sia per estensione che per geometria, con una funzione delle coordinate cartesiane dell’elettrone e del tempo, denominata **orbitale atomico**. Il termine “orbitale” deriva dalla parola “orbita”; così come l’orbita di un pianeta intorno ad una stella permette di calcolare la sua energia e velocità (nota che sia la massa dei due corpi), la funzione matematica “orbitale” permette di definire l’energia dell’elettrone e la regione dello spazio nella quale è probabile trovare l’elettrone.

La meccanica quantistica permette di definire diversi orbitali atomici, ciascuno dei quali corrisponde ad un ben preciso valore dell’energia dell’elettrone, per un atomo fittizio, detto **atomo idrogenoide**, cioè costituito da un nucleo di un solo protone e quindi da un solo

elettrone. Molto più difficile è la descrizione di un atomo reale, nel quale sono contemporaneamente presenti più elettroni che si respingono tra loro e schermano la carica del nucleo. Per la descrizione matematica degli elettroni nel contesto di una molecola non esistono a tutt'oggi conoscenze fisico - matematiche adeguate, ma si procede con metodi approssimati che comunque comportano calcoli laboriosi per i quali è necessario disporre di più calcolatori che operano in parallelo. Gli orbitali atomici di un atomo idrogenoide sono distinguibili con **4 numeri quantici**, denominati rispettivamente *principale*, n , *orbitale*, l , *magnetico*, m , di *spin*, s .

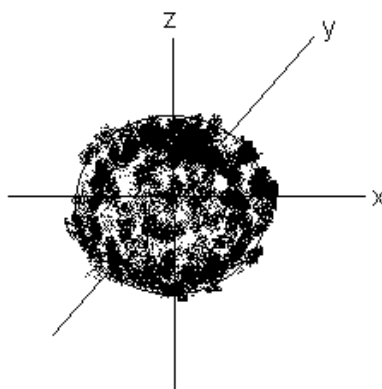
Il numero quantico principale, $n \geq 1$, è sempre positivo e individua livelli discreti (cioè separati tra loro) dell'energia dell'elettrone. Questo avrà l'energia più bassa se la sua orbita è quella che corrisponde a $n = 1$.

Per un dato valore del numero n , il numero quantico l può assumere tutti i valori positivi dell'intervallo $[0, (n-1)]$. Ogni valore di l corrisponde ad una precisa geometria della regione dello spazio in cui è più probabile trovare l'elettrone.

Per un dato valore di l sono possibili diversi valori di m , corrispondenti ai numeri interi, compreso lo zero, nell'intervallo $(-l, +l)$. I differenti valori di m corrispondono a piccole differenze di energia che si possono rilevare solamente quando l'atomo è collocato all'interno di un campo magnetico: essi indicano l'orientamento degli orbitali rispetto alla direzione di un campo magnetico allineato con l'asse cartesiano z .

Per un dato valore di m sono possibili due valori del numero quantico s : $+\frac{1}{2}$ e $-\frac{1}{2}$.

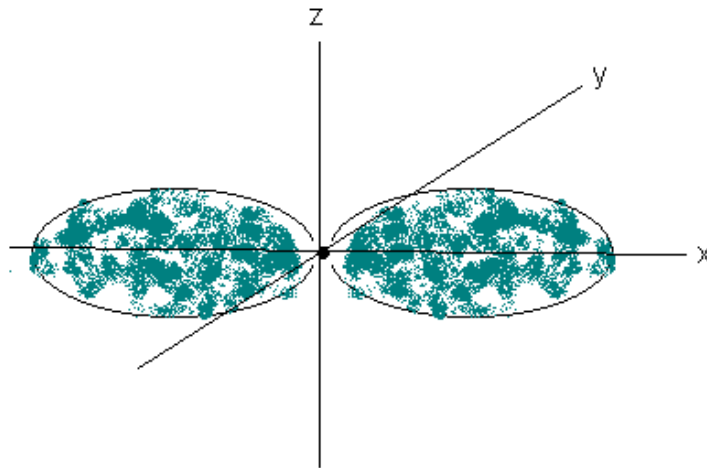
Se $l = 0$, si parla di orbitale di tipo "s": la regione dello spazio impegnata da un elettrone descritto con un orbitale s ha geometria sferica.



Rappresentazione schematica della regione di spazio corrispondente ad un orbitale s.

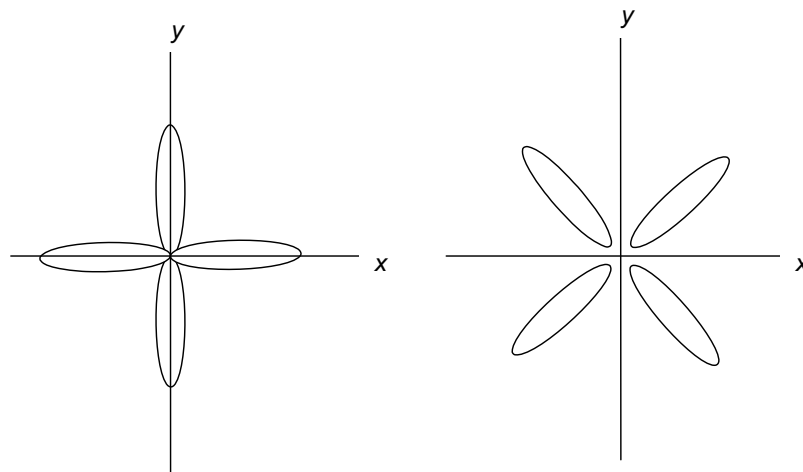
Se $l = 1$, si parla di orbitale p : la regione dello spazio impegnata da un elettrone descritto con un orbitale p è costituita da due lobi, che si estendono da parti opposte rispetto al nucleo e sono allineati sullo stesso asse. I corrispondenti 3 valori possibili di m , cioè $-1, 0,$

+1, si riferiscono alle tre direzioni cartesiane, x , y , z , lungo le quali si estende l'orbitale p . Si distinguono così orbitali p_x , p_y e p_z .



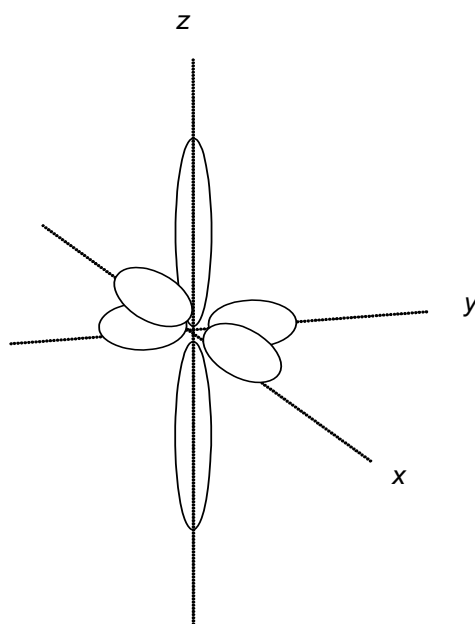
Rappresentazione schematica della regione di spazio corrispondente ad un orbitale p_x .

Se $l = 2$, si parla di orbitale d : anche in questo caso la corrispondente regione di spazio dove è probabile trovare l'elettrone ha caratteristiche direzionali definite dai corrispondenti 5 possibili valori di m , cioè $-2, -1, 0, +1, +2$. Le "forme" corrispondenti sono a "quattro lobi" diretti a due a due secondo due assi cartesiani o secondo le bisettrici di un piano cartesiano, d_{xy} , d_{xz} , d_{yz} , $d_{x^2-y^2}$, d_{z^2} .



Regioni di spazio corrispondenti a orbitali $d_{x^2-y^2}$ (sinistra) e d_{xy} (destra)

E' consuetudine indicare i vari tipi di orbitali idrogenoidi con il numero quantico principale seguito da lettere corrispondenti ai valori di l e m . Ogni orbitale così individuato può "contenere" due elettroni, rispettivamente con $s = +\frac{1}{2}$ e $s = -\frac{1}{2}$.



Regioni di spazio corrispondenti ad un orbitale d_{z^2}

Gli orbitali dell'atomo idrogenoide sono comunque molto simili a quelli degli atomi reali isolati nel vuoto e possono essere usati per descrivere gli orbitali degli elettroni di valenza quando gli atomi si trovano in un contesto molecolare. Si può pertanto immaginare di "costruire la struttura elettronica" di un atomo andando a collocare un elettrone dopo l'altro nell'orbitale libero ad energia più bassa. In questa operazione si devono tenere presenti due principi della meccanica quantistica.

Principio di Pauli: due elettroni di un dato atomo devono differire almeno per il numero quantico di spin. Ciò significa che un dato orbitale, definito da n , l e m , può "ospitare" due elettroni, uno con $s = +\frac{1}{2}$, l'altro con $s = -\frac{1}{2}$.

Regola di Hund: nel costruire la struttura elettronica aggiungendo un elettrone dopo l'altro, gli orbitali, corrispondenti ad un dato valore di l , devono essere via via "occupati" tutti con elettroni aventi lo stesso spin, cioè un elettrone per orbitale, e solo successivamente "completati" col secondo elettrone avente spin di segno opposto.

Per ogni atomo si potrà così definire, in successione, il tipo di orbitali occupati e il numero di elettroni collocati su ciascun orbitale: quest'ultimo viene indicato come esponente del simbolo dell'orbitale: la somma degli esponenti è il numero atomico Z dell'elemento.

Elemento	Z	Struttura Elettronica
H	1	$1s^1$
He	2	$1s^2$
Li	3	$1s^2 2s^1$
Be	4	$1s^2 2s^2$
B	5	$1s^2 2s^2 2p_x^1$
C	6	$1s^2 2s^2 2p_x^1 2p_y^1$
N	7	$1s^2 2s^2 2p_x^1 2p_y^1 2p_z^1$
O	8	$1s^2 2s^2 2p_x^2 2p_y^1 2p_z^1$
F	9	$1s^2 2s^2 2p_x^2 2p_y^2 2p_z^1$
Ne	10	$1s^2 2s^2 2p_x^2 2p_y^2 2p_z^2$
Na	11	$1s^2 2s^2 2p_x^2 2p_y^2 2p_z^2 3s^1$
Mg	12	$1s^2 2s^2 2p_x^2 2p_y^2 2p_z^2 3s^2$
Al	13	$1s^2 2s^2 2p_x^2 2p_y^2 2p_z^2 3s^2 3p_x^1$
Si	14	$1s^2 2s^2 2p_x^2 2p_y^2 2p_z^2 3s^2 3p_x^1 3p_y^1$
P	15	$1s^2 2s^2 2p_x^2 2p_y^2 2p_z^2 3s^2 3p_x^1 3p_y^1 3p_z^1$
S	16	$1s^2 2s^2 2p_x^2 2p_y^2 2p_z^2 3s^2 3p_x^2 3p_y^1 3p_z^1$
Cl	17	$1s^2 2s^2 2p_x^2 2p_y^2 2p_z^2 3s^2 3p_x^2 3p_y^2 3p_z^1$
Ar	18	$1s^2 2s^2 2p_x^2 2p_y^2 2p_z^2 3s^2 3p_x^2 3p_y^2 3p_z^2$
K	19	$1s^2 2s^2 2p_x^2 2p_y^2 2p_z^2 3s^2 3p_x^2 3p_y^2 3p_z^2 4s^1$
Ca	20	$1s^2 2s^2 2p_x^2 2p_y^2 2p_z^2 3s^2 3p_x^2 3p_y^2 3p_z^2 4s^2$
Sc	21	$1s^2 2s^2 2p_x^2 2p_y^2 2p_z^2 3s^2 3p_x^2 3p_y^2 3p_z^2 4s^2 3d^1$
Ti	22	$1s^2 2s^2 2p_x^2 2p_y^2 2p_z^2 3s^2 3p_x^2 3p_y^2 3p_z^2 4s^2 3d^2$
V	23	$1s^2 2s^2 2p_x^2 2p_y^2 2p_z^2 3s^2 3p_x^2 3p_y^2 3p_z^2 4s^2 3d^3$
Cr	24	$1s^2 2s^2 2p_x^2 2p_y^2 2p_z^2 3s^2 3p_x^2 3p_y^2 3p_z^2 4s^2 3d^4$
Mn	25	$1s^2 2s^2 2p_x^2 2p_y^2 2p_z^2 3s^2 3p_x^2 3p_y^2 3p_z^2 4s^2 3d^5$
Fe	26	$1s^2 2s^2 2p_x^2 2p_y^2 2p_z^2 3s^2 3p_x^2 3p_y^2 3p_z^2 4s^2 3d^6$
Co	27	$1s^2 2s^2 2p_x^2 2p_y^2 2p_z^2 3s^2 3p_x^2 3p_y^2 3p_z^2 4s^2 3d^7$
Ni	28	$1s^2 2s^2 2p_x^2 2p_y^2 2p_z^2 3s^2 3p_x^2 3p_y^2 3p_z^2 4s^2 3d^8$
Cu	29	$1s^2 2s^2 2p_x^2 2p_y^2 2p_z^2 3s^2 3p_x^2 3p_y^2 3p_z^2 4s^2 3d^9$
Zn	30	$1s^2 2s^2 2p_x^2 2p_y^2 2p_z^2 3s^2 3p_x^2 3p_y^2 3p_z^2 4s^2 3d^{10}$
Ga	31	$1s^2 2s^2 2p_x^2 2p_y^2 2p_z^2 3s^2 3p_x^2 3p_y^2 3p_z^2 4s^2 3d^{10} 4p_x^1$
Ge	32	$1s^2 2s^2 2p_x^2 2p_y^2 2p_z^2 3s^2 3p_x^2 3p_y^2 3p_z^2 4s^2 3d^{10} 4p_x^1 4p_y^1$
As	33	$1s^2 2s^2 2p_x^2 2p_y^2 2p_z^2 3s^2 3p_x^2 3p_y^2 3p_z^2 4s^2 3d^{10} 4p_x^1 4p_y^1 4p_z^1$
Se	34	$1s^2 2s^2 2p_x^2 2p_y^2 2p_z^2 3s^2 3p_x^2 3p_y^2 3p_z^2 4s^2 3d^{10} 4p_x^2 4p_y^1 4p_z^1$
Br	35	$1s^2 2s^2 2p_x^2 2p_y^2 2p_z^2 3s^2 3p_x^2 3p_y^2 3p_z^2 4s^2 3d^{10} 4p_x^2 4p_y^2 4p_z^1$
Kr	36	$1s^2 2s^2 2p_x^2 2p_y^2 2p_z^2 3s^2 3p_x^2 3p_y^2 3p_z^2 4s^2 3d^{10} 4p_x^2 4p_y^2 4p_z^2$

E' importante osservare che il primo livello di energia, cioè quello corrispondente a $n = 1$, si satura per $Z = 2$, ovvero con l'elemento **He**. Questa condizione corrisponde ad una particolare stabilità della struttura elettronica dell'atomo, il quale, per questo motivo, ha una scarsa tendenza a formare legami con altri atomi. La sostanza costituita da atomi di questo tipo è chimicamente inerte e, a temperatura e pressione ambiente, è gassosa o comunque molto volatile. L'elio è il più leggero dei cosiddetti **Gas Nobili** (evidenziati in caratteri azzurri nella tabella precedente), i quali corrispondono ad altrettanti elementi la cui struttura elettronica implica la saturazione di tutti gli orbitali di tipo p ad energia maggiore, o "orbitali esterni" (il che ovviamente implica che siano comunque saturi tutti gli orbitali a minore energia, o "orbitali interni"). Una situazione analoga a quella dell'elio si incontra infatti per $Z = 10$, ovvero per l'elemento Neon, la cui struttura elettronica prevede la saturazione del livello energetico corrispondente a $n = 2$ che "ospita" 2 elettroni nell'orbitale $2s$ e 6 elettroni nei tre orbitali $2p$.

La propensione a realizzare la struttura elettronica stabile del gas nobile con Z più vicino determina in modo preponderante la cosiddetta **Affinità Elettronica** degli elementi, cioè la tendenza ad acquisire elettroni da atomi esterni. Gli elementi che hanno da 1 a 3 elettroni in più rispetto al gas nobile, tendono a rilasciarli verso altri atomi, trasformandosi così in ioni positivi, cioè **cationi**: questi elementi hanno bassa affinità elettronica. Gli elementi che sono in difetto di 1 o due elettroni rispetto al gas nobile tendono ad acquisire questi elettroni da altri atomi, trasformandosi così in ioni negativi, cioè **anioni**: questi elementi hanno elevata affinità elettronica.

Gli elementi che hanno soltanto 1 o 2 elettroni negli orbitali s formano sostanze con spiccato carattere "metallico": sono cioè lucenti e bianchi allo stato puro, sono altamente reattivi poiché tendono a cedere facilmente gli elettroni esterni (Na^+ , Mg^{++} , ecc.), hanno bassa affinità elettronica. Quelli che formano ioni con carica +1 sono denominati **Elementi** (o metalli) **Alcalini** (evidenziati in giallo nella tabella precedente), mentre quelli che formano cationi con carica 2+ sono denominati **Elementi** (o metalli) **Alcalino - terrosi** (evidenziati in rosso nella tabella precedente).

Caratteristiche diametralmente opposte hanno gli elementi con 5 elettroni negli orbitali p . Sono i cosiddetti **Alogeni** (evidenziati in rosso scuro nella tabella precedente), che tendono ad acquisire un elettrone da atomi estranei con formazione di ioni negativi (anioni) con carica -1 (F^- , Cl^- , Br^- , ecc). Hanno elevata affinità elettronica.

Per un dato valore di n , si passa gradualmente, all'aumentare del numero di elettroni esterni negli orbitali s e p , da un elemento alcalino ad un alogeno.

Per il livello energetico corrispondente a $n = 3$, troviamo un gas nobile nell'elemento Ar ($Z = 18$), i cui orbitali esterni saturi sono $3s$ e $3p$. Gli orbitali $3d$ (che per un atomo idrogenoide dovrebbero appartenere allo stesso livello energetico dei $3s$ e $3p$) non vengono riempiti subito dopo gli altri orbitali del livello $n = 3$, poiché, negli atomi reali, questi orbitali implicano una distribuzione della densità elettronica che contribuisce poco a schermare il campo elettrostatico del nucleo: in altri termini, una volta saturati gli orbitali $3s$ e $3p$, gli orbitali liberi ad energia minore sono i $4s$. Ne consegue che, per gli atomi reali, il livello energetico corrispondente a $n = 3$ si satura esattamente come il livello corrispondente a $n = 2$, cioè col riempimento degli orbitali s e p .

Gli elementi con $Z = 19$ e 20 , cioè K e Ca, hanno gli elettroni esterni nell'orbitale $4s$ e sono quindi, rispettivamente, elemento alcalino e alcalino-terroso.

Gli elementi con Z da 21 a 30, corrispondono ai 10 elettroni collocati nei 5 orbitali $3d$. Gli "elettroni esterni" di questi elementi sono dunque quelli situati sia sull'orbitale $4s$ sia sugli orbitali $3d$. Questa circostanza conferisce a questi atomi proprietà chimiche peculiari: allo stato puro, essi formano metalli, si combinano trasformandosi in cationi, ma molti di essi hanno la capacità di formare alcuni tipi di legame chimico (ad esempio, legami di coordinazione) che gli elementi alcalini e alcalino-terrosi non formano mai. Questi elementi vengono denominati **Elementi di Transizione** (evidenziati in grigio nella tabella precedente), poiché, nella serie dei valori crescenti del Z , essi corrispondono alla progressiva saturazione degli orbitali $3d$, la quale si "intromette" tra il riempimento degli orbitali $4s$ e il riempimento degli orbitali $4p$. Per elementi con $Z > 36$, si deve ricordare che per $n = 4$ esistono 5 orbitali $4d$ e 7 orbitali $4f$. I primi si riempiono dopo gli orbitali $5s$, e sono seguiti dal riempimento dei 3 orbitali $5p$; i secondi si riempiono dopo gli orbitali $6s$ e dopo il Lantanio, **La** ($Z = 57$), il quale ha 3 elettroni esterni, due nell'orbitale $6s$ e uno in un orbitale $5d$. I 10 elementi che corrispondono al riempimento dei 5 orbitali $5d$ sono ancora Elementi di Transizione, così come l'Attinio, **Ac**, che ha un elettrone su un orbitale $6d$ e due elettroni sull'orbitale $7s$. Seguono l'Ac gli elementi corrispondenti al riempimento degli orbitali $5f$.

La variazione delle proprietà chimiche degli elementi corrispondente al progressivo riempimento degli orbitali atomici e la periodicità con cui si ripresentano certe caratteristiche (elementi alcalini, elementi alcalino-terrosi, alogeni, gas nobili) in coincidenza con lo stato di saturazione dei vari livelli energetici della struttura elettronica degli atomi è la versione moderna delle osservazioni del chimico Russo **Mendeleiev**. Questi propose di disporre gli elementi ordinatamente secondo la massa atomica crescente, collocando i rispettivi simboli nelle caselle di una tabella, denominata **Tavola Periodica degli Elementi** (vedi figura), nella quale elementi con proprietà simili venivano a trovarsi nella stessa colonna.

Ogni riga della tabella iniziava con un elemento alcalino e finiva con un gas nobile. Le numerose caselle lasciate “vuote” da Mendeleiev corrispondevano ad elementi chimici non ancora noti alla fine del XIX secolo.

Oggi la tabella è perfezionata, nel senso che l'ordine di collocazione degli elementi è quello dettato dal rispettivo Z (cioè il numero di elettroni) e non dalla massa atomica, e che essa è “aperta” a nuovi elementi con Z superiore a 109, i quali tuttavia sono tutti altamente instabili (alcuni “sopravvivono” per pochi decimi di secondo) perché radioattivi.

Gli Elementi corrispondenti ad una riga della Tavola Periodica formano un **Periodo**, mentre quelli di una colonna formano un **Gruppo**. Ogni periodo corrisponde alla saturazione degli orbitali elettronici s e p di uguale energia, cioè corrispondenti ad uno stesso numero quantico principale, n . Naturalmente, si terrà conto del fatto che gli Elementi di Transizione “interrompono” il 4°, il 5° e il 6° periodo. Questa “interruzione” ha conseguenze rilevanti sulla disposizione dei Gruppi: dovendo collocare uno sotto l'altro gli elementi alcalini, alcalino – terrosi, alogeni, ecc., la Tavola presenta i primi due gruppi, detti **Ia** e **IIa**, che corrispondono ad elementi con struttura elettronica esterna ns^1 e ns^2 , distanziati dai gruppi (cioè dalle colonne) relativi agli elementi che corrispondono al riempimento degli orbitali $np_x np_y np_z$, i quali formano i gruppi **IIIa**, **IVa**, **Va**, **VIa**, **VIIa** e **Gas Nobili**.

Le caselle della Tavola che, a partire dal 4° periodo, sono riempite con i simboli degli elementi di transizione, un blocco rettangolare (10 x 3) interposto tra il gruppo IIa e il gruppo IIIa. Le sue colonne corrispondono ad altrettanti gruppi denominati, nell'ordine da sinistra a destra, **IIIb**, **IVb**, **Vb**, **VIb**, **VIIb**, **VIII gruppo**, **Ib**, **IIb**. L'VIII gruppo si distingue dagli altri perché corrisponde a tre colonne anziché ad una sola. In altri termini, per ogni periodo, a partire dal 4°, si riconosce una tripletta [(**Fe**, **Co**, **Ni**); (**Ru**, **Rh**, **Pd**); (**Os**, **Ir**, **Pt**)] di elementi con proprietà chimiche molto simili.

TAVOLA PERIODICA DEGLI ELEMENTI

I a												III a					IV a	V a	VI a	VII a	2																			
1 H 1.008	II a											5 B 10.81	6 C 12.01	7 N 14.01	8 O 16.00	9 F 19.00	10 Ne 20.18					18 Ar 39.95	19 K 39.10	20 Ca 40.08	21 Sc 44.96	22 Ti 47.90	23 V 50.94	24 Cr 52.00	25 Mn 54.94	26 Fe 55.85	27 Co 58.93	28 Ni 58.71	29 Cu 63.55	30 Zn 65.39	31 Ga 69.72	32 Ge 72.61	33 As 74.92	34 Se 78.96	35 Br 79.90	36 Kr 83.80
11 Na 22.99	12 Mg 24.31	III b	IV b	V b	VI b	VII b	VIII				I b	II b	13 Al 26.08	14 Si 28.09	15 P 30.97	16 S 32.07	17 Cl 35.45	18 Ar 39.95																						
37 Rb 85.47	38 Sr 87.62	39 Y 88.91	40 Zr 91.22	41 Nb 92.91	42 Mo 95.94	43 Tc (99)	44 Ru 101.1	45 Rh 102.9	46 Pd 106.4	47 Ag 107.9	48 Cd 112.4	49 In 114.8	50 Sn 118.7	51 Sb 121.8	52 Te 127.6	53 I 126.9	54 Xe 131.3																							
55 Cs 132.9	56 Ba 137.3	57 La 138.9	72 Hf 178.5	73 Ta 181.0	74 W 183.8	75 Re 186.2	76 Os 190.2	77 Ir 192.2	78 Pt 195.1	79 Au 197.0	80 Hg 200.6	81 Tl 204.4	82 Pb 207.2	83 Bi 209.0	84 Po (209)	85 At (210)	86 Rn (222)																							
87 Fr (223)	88 Ra 226.0	89 Ac 227.0	104 (261)	105 (262)	106 (263)	107 (262)	108 (265)	109 (266)																																

Metalli Alcalini

Metalli Alcalino
Terrosi

Metalli Terrosi

Alogeni

Gas Nobili

Serie dei Lantanidi

58 Ce 140.1	59 Pr 140.9	60 Nd 142.4	61 Pm (147)	62 Sm 150.3	63 Eu 152.0	64 Gd 155.2	65 Tb 158.9	66 Dy 12.50	67 Ho 164.9	68 Er 167.3	69 Tm 168.9	70 Yb 173.0	71 Lu 175.0
90 Th 232.0	91 Pa (231)	92 U 238.0	93 Np (237)	94 Pu (242)	95 Am (243)	96 Cm (247)	97 Bk (249)	98 Cf (251)	99 Es (254)	100 Fm (253)	101 Md (256)	102 No (254)	103 Lw (257)

Serie degli Attinidi

Ciò dipende dal fatto che questi elementi sono prossimi ad una struttura elettronica particolarmente stabile, cioè quella in cui ogni orbitale d ha un solo elettrone (vedi regola di Hund): nel formare composti chimici con altri atomi, gli elementi dell'VIII Gruppo tendono a cedere elettroni esterni e a ridistribuire i restanti in modo da avvicinarsi quanto più possibile alla condizione di un elettrone per orbitale. Ad esempio il **Fe** ($Z = 26$) ha struttura elettronica $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^6$ e tende a cedere 3 elettroni per formare il catione Fe^{3+} con struttura elettronica $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^5$ che è più stabile del catione Fe^{2+} che ha struttura $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^1 3d^5$. In entrambi gli ioni viene preferita la condizione di semiriempimento degli orbitali $3d$ secondo la regola di Hund.

I 14 elementi che corrispondono al riempimento dei 7 orbitali $4f$ formano la cosiddetta **Serie dei Lantanidi**, o **Terre Rare**, con proprietà chimiche peculiari. Una situazione analoga è quella degli elementi che corrispondono al riempimento dei 7 orbitali $5f$, i quali formano la **Serie degli Attinidi**, alla quale appartengono l'Uranio, **U**, il Plutonio, **Pu**, e altri elementi esistenti solo come isotopi radioattivi altamente instabili.

La Tavola periodica riporta, nella parte destra, un "confine" che separa gli elementi con carattere metallico, o parzialmente metallico, dagli elementi non – metallici, cioè ad elevata affinità elettronica.

In uno stesso periodo della Tavola l'elemento con caratteristiche più accentuate di "metallo" è il primo a sinistra, mentre gli elementi verso l'estremo opposto sono non-metalli; in un dato gruppo della tavola, il carattere di metallo si accentua dall'alto verso il basso. Pertanto il **Cs** è l'elemento più metallico e il **F** quello più non-metallico della Tavola. I Gas nobili formano sostanze inerti, poiché lo stato di atomo isolato rappresenta la condizione di minima energia: essi pertanto non possono essere classificati né come metalli, né come non-metalli.

Si definisce **Energia di prima Ionizzazione, E.I.**, l'energia necessaria per allontanare un elettrone dall'atomo che diventa uno ione con carica elettrica +1. Il valore della E.I. cresce, da sinistra a destra, all'interno di uno stesso periodo della Tavola Periodica, e diminuisce, dall'alto verso il basso, all'interno di uno stesso gruppo.

Le dimensioni di un atomo non possono essere definite senza considerare il contesto nel quale esso si trova, cioè il tipo e il numero di atomi vicini e la distanza da questi. Infatti, le dimensioni dell'atomo dipendono direttamente dall'estensione della sua nuvola elettronica, che si modifica nella formazione di legami chimici. Si può pertanto definire solamente una dimensione media, denominata **Raggio Atomico**, che tende a diminuire, spostandosi da sinistra a destra, all'interno di uno stesso periodo della Tavola, e a crescere spostandosi dall'alto in basso, all'interno di uno stesso gruppo.