

Il mondo dell'atomo e delle molecole

Esaminando la tavola periodica si può osservare che i periodi sono 7 ovvero quanti sono i livelli energetici dell'atomo. Definizione un poco precipitosa per comprenderla. Allora partiamo dalla scoperta delle particelle subatomiche.

Nel **1795 Alessandro Volta** realizza un dispositivo che produce energia elettrica da una comune reazione chimica. Il dispositivo era formato da dischi di zinco e rame impalati uno sull'altro separati da un pezzo di feltro imbevuto in una soluzione di acido solforico, collegando il tutto con un filo metallico si verificava un flusso di cariche elettriche. Nel **1831 Faraday** scoprì la relazione tra fenomeni elettrici e fenomeni magnetici, in quanto cariche elettriche in movimento oscillante generano un campo magnetico. Ma arriviamo al **1858 Geissler** riuscì a costruire un tubo di vetro nel quale vennero introdotti gas a bassissime pressioni.

Scoperta dell'elettrone

Nel **1860 Crookes** effettuò esperienze con il tubo di Geissler inserendo nel tubo due lamine metalliche, collegandole ad un generatore di corrente continua ad elevato potenziale circa 30.000 V Scoprì che si generava una luce con colori diversi in funzione del gas che usava. Questa luce partiva dal catodo polo negativo e fluiva verso il polo positivo anodo. Per circa 30 anni compì esperienze alla fine questi raggi vennero chiamati **raggi catodici** e sono formati da *corpuscoli di materia capaci di muovere un mulinello posto sul loro cammino, la velocità è funzione del potenziale applicato agli elettrodi, hanno scarsa penetrazione, hanno carica negativa.*

Thomson nel 1895 lavorò sui raggi catodici e constatò come applicando un campo magnetico ed elettrico calcolò il **rapporto tra la carica elettrica e la massa** che era uguale a $5,273 \cdot 10^{17}$ **unità elettrostatiche/g**. Queste particelle vennero chiamate elettroni. Nel **1909 Millikan** calcolò la carica elettrica dell'elettrone che era pari a $4,803 \cdot 10^{-10}$. Fu quindi possibile calcolare la massa dell'elettrone che era di $9,109 \cdot 10^{-28}$ g.

Scoperta del protone

Nel **1896 Goldstein** un fisico tedesco modificando il tubo precedentemente usato scoprì che vi erano particelle caricate con carica positiva, che chiamò raggi anodici. Oltre alla carica il rapporto fra la carica e la massa dipende dalla natura del gas. Il massimo valore di questo rapporto si otteneva quando si usava l'idrogeno. *Thomson dedusse che quando si usava idrogeno si generavano particelle cariche positivamente chiamate protoni, di massa 1836 volte più grande dell'elettrone con carica uguale a quella dell'elettrone ma di segno algebrico contrario.* Perché l'idrogeno fu scelto, perché l'idrogeno contiene un solo protone è l'elemento più leggero. Nel 1897 Thomson propose il suo modello atomico una specie di panettone dove dentro c'erano cariche positive e negative.

Nel 1913 Moseley scoprì che i raggi X frutto della liberazione di elettroni in un tubo catodico, era diversa e funzione della lamina di metallo che utilizzava. Questo faceva supporre che potevano esserci elettroni con energie differenti. Quindi gli elementi avevano un numero di elettroni crescenti così per il numero di protoni. Per questa ragione il numero di protoni fu chiamato **numero atomico** e si indica con la **lettera Z**.

Scoperta del neutrone

Per la scoperta di questa nuova particella si arrivò partendo da molto lontano. Nel **1896 Becquerel** facendo esperimenti sui sali di uranio scoprì che questo metallo emetteva delle radiazioni invisibili capaci di impressionare una lastra fotografica. Nel **1899 Marie Curie** isolò dai sali di questo metallo un elemento il radio il quale aveva la capacità di emettere radiazioni molto più intense dell'uranio. **Il fenomeno viene chiamato radioattività.** Nel **1910**

Rutherford ideò uno strumento chiamato fucale atomico formato da piombo al cui interno fu introdotto un pezzo di sale di uranio le radiazioni venivano sottoposte ad un campo elettrico, per la rilevazioni dei raggi utilizzò una lastra fotografica. Egli riuscì ad individuare tre tipi di radiazioni detti: raggi alfa, beta e gamma. I raggi alfa venivano deviate dalla piastra negativa mostrando di essere positivi; i raggi beta venivano deviati dalla piastra positiva dimostrando di essere negativi, quelli che non venivano deviati non avevano carica elettrica ed era i raggi gamma.

I raggi alfa sono carichi positivamente, hanno scarso potere penetrante, di velocità inferiore a quella della luce di ben 20 volte. La massa è molto grande almeno 4 volte maggiore di quella del protone, di carica elettrica doppia di quella del protone.

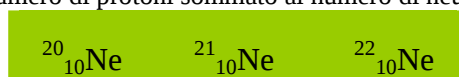
I raggi beta sono cariche negativamente, elevato potere penetrante di velocità elevata. La carica e la massa è pari a quella dell'elettrone.

I raggi gamma sono neutri di elevato potere penetrante, di velocità pari a quella della luce, di natura elettromagnetica.

Il fisico inglese nei suoi esperimenti posizionò il fucile atomico in direzione di un'esile lamina d'oro e lo bombardò con raggi alfa. Costruì uno schermo di vetro ricoperto di ZnS che emetteva un lampo di luce fluorescente tutte le volte che veniva colpito da radiazioni alfa. Vide che la maggioranza dei raggi passava indisturbata la lamina, una piccola parte di essi veniva respinta ed un'altra piccola parte veniva deviata. Pertanto formulò una nuova teoria atomica dove le cariche positive recidevano nel nucleo formato da protoni, mentre gli elettroni di pari numero (teoria della neutralità) ruotavano intorno al nucleo. Rutherford calcolò attraverso i suoi esperimenti anche il raggio del nucleo. Si deve arrivare al **1932 Chadwick** scoprì bombardando un cristallo di Be con particelle alfa una nuova particella chiamata **neutrone**. Priva di carica e di massa simile a quella del protone. Questa scoperta fu importante per definire la posizione degli isotopi elementi di massa diversa perché contengono un numero maggiore di neutroni rispetto ai protoni ed agli elettroni. In seguito si mise un poco di ordine ed accanto al numero atomico comparve anche il numero di massa che è la somma del numero di protoni e neutroni contenuti nell'atomo.

Numero atomico indicato con Z = numero di protoni nel nucleo

Numero di massa indicato con A = numero di protoni sommato al numero di neutroni



queste tre rappresentazioni significano che nella prima 10 neutroni e 10 protoni, nella seconda 11 neutroni e 10 protoni nella terza 12 neutroni e 10 protoni. Diverso è il peso atomico dell'elemento. Nel 1960 per evitare confusioni sui pesi atomici si decise di ovvero l'unità di massa atomica era riferita all'isotopo del ${}^{12}_6\text{C}$ cui venne assegnata una massa di 12 u.m.a l'unità è la 1/12 parte della massa dell'isotopo.

Ad esempio la massa del carbonio 12 è $19,925 \cdot 10^{-24}$ g così u.m.a = $19,925 \cdot 10^{-24} / 12 = 1,660 \cdot 10^{-24}$ g

Per determinare il peso atomico viene fatta una media della percentuale di abbondanza degli isotopi in natura moltiplicata per il loro peso.

${}^{16}_8\text{O}$	99,759%	15,9949 u.m.a
${}^{17}_8\text{O}$	0,037%	16,9991 u.m.a
${}^{18}_8\text{O}$	0,204%	17,9992 u.m.a
$(99,759 \cdot 15,9949) + (0,037 \cdot 16,9991) + (0,204 \cdot 17,9992) / 100 = 15,9994 \text{ u.m.a}$		

Per questo motivo l'ossigeno presenta un peso atomico di 15,9994 u.m.a

Nel **1873 Maxwell** formulò la teoria che la "luce visibile" possiede una velocità nel vuoto di circa 300.000 Km /secondo e si propaga per mezzo di onde elettromagnetiche. Una carica oscillante genera un campo elettrico ed un campo magnetico perpendicolari tra di loro. L'energia luminosa si muove con movimento ondulatorio e viene rappresentato con una curva sinusoidale dove in ascissa c'è il tempo in ordinata l'ampiezza. Anche le altre radiazioni luminose si comportano allo stesso modo. La natura della luce era quindi di natura ondulatoria, ma per spiegare alcuni fenomeni come l'effetto fotoelettrico si ammetteva che la luce avesse un effetto corpuscolare, per questo motivo si ammise che la luce aveva una natura dualistica ovvero in funzione del suo modo di interagire con la materia presenta una doppia natura. **Planck nel 1900** riprese la teoria sulla natura corpuscolare della luce studiando la luce che emetteva un corpo nero ad elevate temperature. Planck ammise che l'energia della luce era calcolata dall'equazione che porta il suo nome

$$E = h \cdot \nu \quad \text{dove } h = 6,626 \cdot 10^{-34} \text{ J} \quad \nu = \text{frequenza il numero di oscillazione}$$

nell'unità di tempo. Questa quantità di energia venne chiamata **quanto di energia o fotone**. La materia assorbe o emette energia in maniera discontinua. Questa teoria però non sconfessò la natura ondulatoria della luce. Nel 1910 Einstein spiegò l'effetto fotoelettrico, quando un fotone colpisce un elettrone la sua energia viene trasformata in parte in energia cinetica secondo la seguente formula:

$$E = h \cdot \nu = E_0 + \frac{1}{2} m \cdot v^2$$

Ribadiamo che

1. l'emissione degli e^- avviene solamente se si supera la soglia fotoelettrica
2. l'energia cinetica degli elettroni emessi è costante e dipende solo dalla frequenza della radiazione

Abbiamo parlato della frequenza parliamo anche di lunghezza d'onda come la distanza che c'è tra le due ampiezze massime.

Nel 1913 Bohr formulò una nuova teoria atomica che si riassume:

1. l'atomo di idrogeno descrive orbite circolari intorno al nucleo senza perdere energia.
2. le orbite possiedono valori di energia ben determinati.
3. eccitando un atomo gli elettroni più esterni assorbono energia sotto forma di quanti, saltano su orbite ad energia maggiore. L'energia emessa avviene per quantità discrete e corrisponde al salto quantico,

4. il numero quantico principale contiene i livelli di energia quantizzata e ben definita dalle regole della fisica quantistica, dove:

$$n = m \cdot v \cdot r \cdot 2 \cdot \pi / h$$

Il livello è dato dal momento angolare dell'elettrone essendo l'orbita circolare fratto per la costante di Planck. L'atomo è formato da sotto livelli che conferiscono la forma dei sotto livelli il 3 numero quantico magnetico descrive l'orientazione nello spazio dell'orbita. Il numero di spin che rappresenta i versi di rotazione su sé stesso uno verso destra l'altro verso sinistra. L'energia posseduta da un elettrone è il 50% di quella posseduta dall'orbita. Ma questo era in contrasto con le leggi della fisica. L'elettrone trottole non poteva esistere, perché girerebbe ad una velocità maggiore di quella della luce cosa impossibile. Si passò così alla teoria dell'elettrone come onda nel 1926 Schrodinger elaborò un'equazione differenziale che poteva rappresentare la dislocazione degli elettroni. Si parlò di orbitali atomici I numeri quantici sono 4

$$\begin{aligned} n &= 1 \dots 7 \\ l &= n - 1 \text{ descrivere la forma degli orbitali} \\ m &= -l \quad 0 \quad +l \\ s &= +\frac{1}{2} \quad -\frac{1}{2} \end{aligned}$$

Visto che il concetto di orbitale trottole non è più accettato per i motivi sopra esposti, l'orbitale è rappresentato con un'equazione onda ovvero si ammette che la nube elettronica con struttura tridimensionale è carica di elettricità negativa ed avvolge il nucleo, si comporta come un magnete lungo una direzione preferenziale. L'onda può assumere nei confronti delle linee di forza di un campo magnetico 2 sole orientazioni che vengono indicate con **spin verso l'alto** e **spin verso il basso**. ($+\frac{1}{2}$ e $-\frac{1}{2}$). $\frac{1}{2}$ significa che gli orbitali sono isoenergetici. Ora facciamo un poco di esercizi:

Problema n 1:

per $n = 1$ calcolare i numeri quantici
 $l = 0$ orbitale ad un lobo tipo **S** massima capienza $2 e^-$
 $m = 0$
 $s = +\frac{1}{2}$ e $-\frac{1}{2}$
 il livello contiene solo $2 e^-$

Problema n 2 :

per $n = 2$ calcolare i numeri quantici
 $l = 1$ 3 orbitali a due lobi tipo **P** massima capienza $6 e^-$
 $m = -1 \quad 0 \quad +1$
 $s = +\frac{1}{2}$ e $-\frac{1}{2}$
 il livello contiene $8 e^-$ $2 e^-$ nell'orbitale s e $6 e^-$ negli orbitali $p_x \quad p_y \quad p_z$

Problema n 3 :

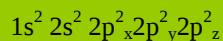
per $n = 3$ calcolare i numeri quantici
 $l = 2$ 5 orbitali a quattro lobi tipo **d** massima capienza $10 e^-$
 $m = -2 \quad -1 \quad 0 \quad +1 \quad +2$
 $s = +\frac{1}{2}$ e $-\frac{1}{2}$
 il livello contiene $18 e^-$ $2 e^-$ nell'orbitale s e $6 e^-$ negli orbitali $p_x \quad p_y \quad p_z$ $10 e^-$ negli orbitali $d_{xy} \quad d_{yz} \quad d_{xz} \quad d_{x^2-y^2} \quad dz^2$

Problema n 4 :

per $n = 4$ calcolare i numeri quantici
 $l = 3$ 7 orbitali a otto lobi tipo **f** massima capienza $14 e^-$
 $m = -3 \quad -2 \quad -1 \quad 0 \quad +1 \quad +2 \quad +3$
 $s = +\frac{1}{2}$ e $-\frac{1}{2}$

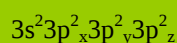
il livello contiene 32 e⁻ 2 e⁻ nell'orbitale s e 6 e⁻ negli orbitali p_x p_y p_z 10 e⁻ negli orbitali d_{xy} d_{yz} d_{xz} d_x²-y² dz² e 14 negli orbitali f

per passare agli altri livelli bisogna tenere conto della distribuzione degli elettroni e fare alcune considerazioni. Per il primo e secondo livello di energia la distribuzione è normale ovvero:

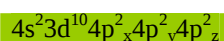


A questo punto si manifesta il fenomeno delle sovrapposizioni delle energie questo è dovuto al raggio del livello che entra nel livello successivo e alla maggior penetrazione degli orbitali del terzo livello per cui:

dopo il secondo livello nel terzo abbiamo



Invece di occupare gli orbitali 3d gli elettroni occupano gli orbitali 4s che hanno una minore energia degli orbitali 3d successivamente si occupano gli orbitali 4p che presentano energia maggiore rispetto ai 4s.



Ora invece di occupare gli orbitali 4d si verifica nuovamente il fenomeno della sovrapposizione e della differente distribuzione delle energie. Distribuzione sotto riportata.



Queste regole della distribuzione sono conosciute come regola dell'**Aufbau** dato il numero atomico è possibile costruire la struttura atomica e collocare l'elemento nella giusta posizione ovvero il periodo ed il gruppo di appartenenza.

Due regole auree

Principio di esclusione del Pauli e regola della distribuzione di Hund.

Il primo si enuncia: gli elettroni che appartengono ad un atomo non possono avere gli stessi numeri quantici.
Il secondo si enuncia: 2 e⁻ nello stesso orbitale con spin antiparalleli esercitano una repulsione tra loro maggiore che 2 e⁻ con il medesimo spin, in orbitali distinti della stessa energia.

Esercizi guidati:

Scrivere la distribuzione dell' N⁷ 1s² 2s² 2p_x¹ 2p_y¹ 2p_z¹
 Scrivere la distribuzione dell'O⁸ 1s² 2s² 2p_x² 2p_y¹ 2p_z¹
 Scrivere la distribuzione del Na¹¹ 1s² 2s² 2p_x² 2p_y² 2p_z² 3s¹
 Scrivere la distribuzione del S¹⁶ 1s² 2s² 2p_x² 2p_y² 2p_z² 3s² 3p_x¹ 3p_y¹ 3p_z¹

Seguendo queste regole adesso puoi rappresentare tutti gli elementi della tavola periodica i periodi tengono conto del riempimento degli elettroni seguendo tutte le regole appena viste, i gruppi tengono conto del riempimento secondo i livelli energetici.

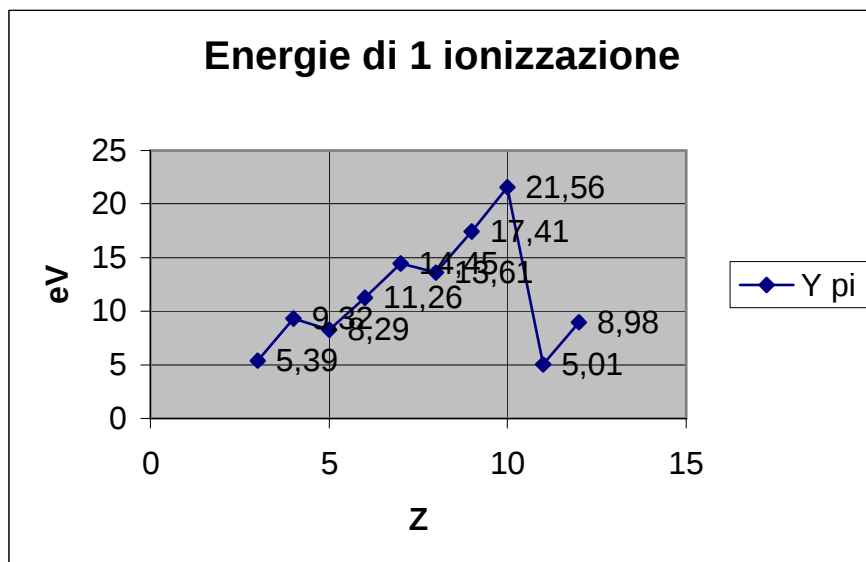
Potenziale di ionizzazione:

energia necessaria per strappare un o più elettroni da un atomo neutro allo stato gassoso per formare un catione. Si esprime in elettronvolt eV L'energia per strappare il primo elettrone viene detta **energia di 1 ionizzazione**, l'energia per strappare il secondo elettrone viene detta **energia di 2 ionizzazione** e così via. Il più interessante è l'energia di 1 ionizzazione e segue la proprietà della periodicità degli elementi, ovvero aumenta con il progredire del periodo.

Z	P 1° I	Simbolo
3	5,39	Li

4	9,32	Be
5	8,29	B
6	11,26	C
7	14,45	N
8	13,61	O
9	17,41	F
10	21,56	Ne
11	5,01	Na
12	8,98	Mg

Vedi la tabella che riporta i valori dei PI in funzione del numero atomico



I potenziali di 1, 2, 3 ionizzazione per uno stesso elemento aumentano. I livelli di energia tendono ad aumentare con l'aumentare del raggio dell'atomo.

P I Potenziale di ionizzazione

Simboli	PI 1	PI 2
Li	5,39	76,62
Be	9,32	18,21
B	8,29	25,15
C	11,26	24,37
N	14,53	29,59
O	13,61	35,10
F	17,41	34,98
Ne	21,56	41,07

Affinità elettronica si definisce l'energia che si libera quando un elettrone viene associato ad un atomo neutro allo stato gassoso per formare un anione. Le affinità elettroniche diminuiscono con l'aumentare del numero atomico dell'elemento nello stesso gruppo. Misurata per gli elementi alogeni ossigeno e carbonio. Più gli elettroni si allontanano dal nucleo e meno sono attratti dalle cariche positive dei protoni.

Simbolo	A E (Kcal)
F	83,70
Cl	85,10
Br	79,7

A E Affinità elettronica

Per finire questo primo modulo facciamo degli esercizi:

Scrivere la distribuzione elettronica dei seguenti elementi dato il numero atomico per ogni elemento.

Fe^{26} Si^{14} Ar^{18} C^6 K^{19} Cr^{24} Zn^{30}

Mg¹² Rb³⁷ Ag⁴⁷ Ni²⁸ Ne¹⁰ Be⁴ As³³ Br³⁵

Secondo la legge di Hund scrivere la distribuzione elettronica dei seguenti elementi dato il numero atomico.

Li³ O⁶ Al¹³ P¹⁵ Na¹¹ Cl¹⁷ B⁵ C⁶ Co²⁷ Ca²⁰ V²³

Se hai delle difficoltà mi puoi contattare all'indirizzo: itisvc2000@yahoo.it
--