

1799 - volta, invenzione della pila, si scopre che nell'atomo ci sono delle cariche
1800 - nicolson, elettrolisi dell'acqua attraverso corrente elettrica, vengono scomposti H e O
1833 - faraday, leggi sull'elettrolisi
1874 - stoney, scoperta dell'elettrone
1895 - rontgen, scoperta dei raggi X (luce ad altissima energia)
1897 - thomson, determinazione della carica dell'elettrone / massa dell'elettrone
1911 - millikam, determinazione della carica e della massa dell'elettrone

RADIOATTIVITÀ

La radioattività, o decadimento radioattivo, è un insieme di processi fisico-nucleari attraverso i quali alcuni nuclei atomici instabili o radioattivi (radionuclidi) decadono (trasmutano), in un certo lasso di tempo detto tempo di decadimento, in nuclei di energia inferiore raggiungendo uno stato di maggiore stabilità

i decadimenti nucleari sono stati raggruppati in tre classi principali:

- decadimento alfa: tipo di decadimento radioattivo per cui un nucleo atomico instabile (radionuclide) trasmuta emettendo una particella α , ossia un nucleo di 4He . Il decadimento alfa è tipico dei radionuclidi che presentano un eccesso di protoni rispetto ai neutroni
- decadimento beta reazioni nucleari spontanee attraverso le quali elementi chimici radioattivi si trasformano in altri con diverso numero atomico
- decadimento gamma comporta solo la perdita di energia mediante una radiazione avente alta energia

Un nucleo instabile può espellere particelle alfa o elettroni per essere più stabile

RADIAZIONE ELETTROMAGNETICA

Una radiazione elettromagnetica è la propagazione verso un'unica direzione di un campo elettrico e un campo magnetico perpendicolari fra loro. Una determinata radiazione è caratterizzata da:

Ampiezza: è l'altezza dell'onda rispetto all'asse orizzontale centrale

Lunghezza d'onda (λ): è la distanza tra un picco e quello successivo

Frequenza (ν): è il numero delle oscillazioni complete al secondo

$\lambda \times \nu = c \rightarrow$ velocità della luce $3 \times 10^8 \text{ m/s}$ è la velocità della propagazione della radiazione nel vuoto

Spettro elettromagnetico: rappresenta l'insieme delle radiazioni a diversa energia. Lo spettro di un corpo è l'insieme di radiazioni emesse da questo.

Radiazione del corpo nero: un oggetto metallico riscaldato fino a incandescenza e lasciato raffreddare emette una radiazione elettromagnetica.

Max plank: introduce il concetto di quantizzazione ovvero che la radiazione è emessa in quanti, fino ad allora valeva il concetto che la natura non fa salti ma tutto avviene in modo continuo.

$$E = n (h \times \nu)$$

h: costante di plank ($6,626 \times 10^{-24} \text{ J/s}$)

Teoria atomica

Thomson 1902 - elabora una teoria sulla struttura dell'atomo: atomo composto da una sfera cava di carica positiva (protoni e neutroni non erano ancora stati scoperti) all'interno della quale erano distribuiti gli elettroni, rendendo neutro l'atomo nel suo complesso.

Teoria sbagliata

Rutherford 1910 - modello planetario: ipotizza una struttura atomica nel quale l'atomo è formato da una parte centrale molto pesante in cui c'è la carica positiva (protoni e neutroni) e da elettroni carichi negativamente che gli ruotano attorno.

Esperimento: bombardò un sottile foglio di oro, posto fra una sorgente di particelle alfa composta da una scatola di piombo con dentro polonio 210 (radioattivo) e uno schermo concavo di fluoruro di zinco (ZnS). Le particelle alfa passano oltre la lamina oro andando raggiungendo la zona

retrostante il foglio mentre poche particelle collidendo con gli atomi di oro della lamina cambiano direzione andando a collidere con lo schermo creando una fluorescenza. L'atomo quindi era composto da spazio vuoto, questo spiegava perché le particelle passavano attraverso la lamina d'oro.

Teoria sbagliata: era in contraddizione con le leggi della fisica classica, poiché secondo la teoria elettromagnetica, una carica che subisce un'accelerazione emette energia sotto forma di radiazione elettromagnetica, quindi gli elettroni nel modello planetario avrebbero dovuto emettere onde elettromagnetiche perdendo energia.

Bohr 1913 - riprese il modello planetario di Rutherford e il concetto di quantizzazione. Ipotizzò che gli elettroni avessero a disposizione orbite fisse (orbite quantizzate) che possedevano un'energia quantizzata, ossia un'energia già prestabilita del numero quantico principale nelle quali gli elettroni non emettevano né assorbivano energia.

Teoria dei quanti: Un elettrone emette o assorbe energia sotto forma di onda elettromagnetica solo quando un elettrone passava da un'orbita ad un'altra, quindi da uno stato di energia minore a uno maggiore.

Orbita stazionaria: un'orbita è possibile se:

$$m_e \times v \times r = n \times h / 2\pi$$

m_e : massa elettrone

v : vettore della velocità di e^-

r : vettore

n : numero quantico di Bohr

h : costante di Planck

Teoria sbagliata; l'elettrone non si comporta come un corpo avente massa. Questa teoria valeva per l'atomo di H

De Broglie 1924 - ipotesi di de Broglie, ipotizzo che la materia potesse avere una doppia natura, ondulatoria e corpuscolare come quella della luce. Per quanto riguarda l'elettrone in movimento ipotizzo che in quanto particella, anche esso possedesse un moto ondulatorio con una lunghezza d'onda:

$$E = h \nu$$

$$\rightarrow \lambda = h / mc$$

$$\rightarrow \lambda = h / mv$$

$$E = mc^2$$

m : massa dell'elettrone

h : costante di Planck 6.63×10^{-34}

v : velocità dell'elettrone m/s

L'elettrone può stare da un orbitale l'altro grazie all'utilizzo di energia $\Delta E = E_2 - E_1 \rightarrow h\nu$

Heisenberg 1927 - principio di indeterminazione dimostro che non è possibile conoscere contemporaneamente e con elevata precisione due variabili coniugate.

Se misuriamo contemporaneamente la posizione e la quantità di moto di una particella, nella determinazione dei loro valori, ogni grandezza sarà sempre determinata con un'incertezza tale che il loro prodotto è sempre maggiore o uguale a:

$$\Delta x \Delta p \geq \frac{h}{4\pi}$$

Δx = incertezza sulla posizione

Δp = incertezza sulla quantità di moto

h = costante di Planck

π = pi greco

Schrodinger - descrisse il comportamento di un elettrone orbitante attorno al nucleo come quello di un'onda stazionaria. Un orbitale atomico è una soluzione accettabile dell'equazione di Schrodinger, ma deve avere una funzione d'onda che sia continua, univoca e finita.

$$\hat{H}\Psi = E\Psi$$

\hat{H} = operatore hamiltoniano

Ψ = funzione d'onda

E = energia

Equazione di Schrodinger: determina l'onda associata all'elettrone. Se si moltiplica al quadrato la funzione d'onda si ottengono valori più attendibili

Non si parla più di orbita ma di orbitale, la differenza è che l'orbitale è uno spazio di probabilità dove è possibile trovare l'elettrone.

Un valore che risolve l'equazione e che rispetti queste condizioni è detto orbitale atomico che rappresenta la zona in cui è più probabile trovare l'elettrone. A definire dimensione, forma e orientamento di un orbitale ci sono i numeri quantici.

- Numero quantico principale (n) assume il valore di tutti i numeri interi positivi (livello di energia e dimensione)
- Numero quantico secondario (l) assume valori che vanno da $n-1$ a 0 (forma e tipo di orbitale)
- Numero quantico magnetico (m) assume valori che vanno da $-l$ a $+l$ (orientamento)
esistono orbitali degeneri ovvero che hanno diversa orientazione nello spazio ma stessa forma

Un orbitale è definito da ψ, n, l, m

Esempio

$n=3$

$l=0 \quad m=0$

$l=1 \quad m=-1, 0, +1$

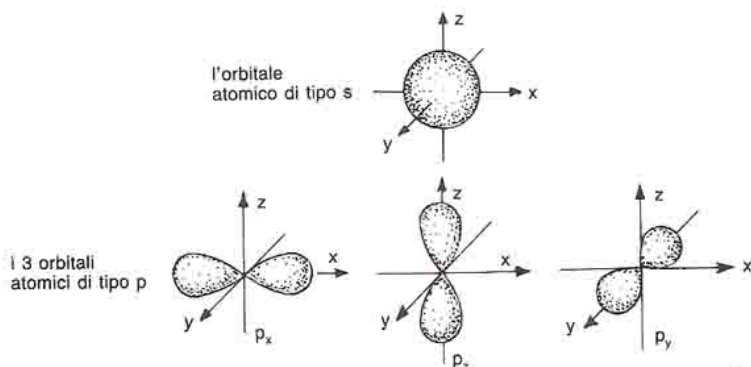
$l=2 \quad m=-2, -1, 0, +1, +2$

$\psi_{3,0,0}$ (3s)

$\psi_{3,1,-1} \quad \psi_{3,1,0} \quad \psi_{3,1,+1}$ (3p)

$\psi_{3,2,-2} \quad \psi_{3,2,-1} \quad \psi_{3,2,0} \quad \psi_{3,2,+1} \quad \psi_{3,2,+2}$

↳ se $l=0$ l'orbitale sarà s (2 elettroni), se $l=1$ p (6 elettroni), se $l=2$ d (10 elettroni), se $l=3$ f (14 e-)



Nuvola elettronica: è un'area che circonda il nucleo di atomi e che è segnata dalla presenza di elettroni.

Densità elettronica: è una misura di quanto è probabile trovare l'elettrone in una data regione dello spazio; sia attorno a un nucleo atomico, sia nei orbitali all'interno delle strutture molecolari. La probabilità di trovare elettroni in vicinanza del nucleo è maggiore in quanto l'elettrone è soggetto ad una forza attrattiva.

Configurazione elettronica

È la distribuzione degli elettroni nei vari livelli energetici

Processo di Aufbau: metodo di costruzione di una configurazione elettronica.

Gli elettroni riempiono gli orbitali partendo da livelli energetici più bassi a quelli più alti (da orbitali, nel seguente ordine:

1s, 2s, 2p, 3s, 3p, 4s, 3d, 4p

La sequenza non dipende solo dal numero quantico principale ma anche dal numero quantico secondario, quindi l'energia dell'orbitale dipende sia dalla forma che dall'energia

Regole di configurazione:

1. Principio della minima energia si assegnano elettroni prima gli orbitali ad energia minore

Gli elettroni vanno collocati a partire dall'orbitale 1s passando poi ad un'orbitale ad energia maggiore (solo se i precedenti sono occupati)

2. principio di esclusione o di PAULI in un orbitale non possono essere assegnati più di due elettroni e, quando vi stanno, si dispongono a spin opposto: due elettroni non possono essere descritti dalla stessa quaterna di numeri quantici. $\uparrow\downarrow$ valido $\uparrow\uparrow$ non valido

3. Il principio della massima molteplicità o regola di HUND (a parità di energia, gli elettroni "occupano" il numero massimo di orbitali possibile, disponendosi a spin parallelo).

Se l'orbitale è degenere (tipo 2p) inserisco gli spin dello stesso moto (ovvero dello stesso verso) in caselle diverse (1 spin per casella) fino a riempirle poi finirò il riempimento con gli spin opposti

Spin: due elettroni che ruotano in senso inverso in uno stesso orbitale

Elettroni di core: sono gli elettroni interni ovvero di un guscio completo. Gli elettroni non di core sono gli elettroni di valenza, ovvero gli elettroni presenti sul orbitale esterno che creano interazioni

Per abbreviare si mette l'elemento che ha concluso il periodo (gas nobili)

TAVOLA PERIODICA

18 gruppi

7 periodi

Blocco S: metalli alcalini, metalli alcalino terrosi - hanno orbitali S

Blocco P: alogeni, gas nobili - hanno orbitali di valenza p

Blocco D: metalli di transizione - hanno orbitali di valenza d

Blocco F: lantanidi e attinidi - hanno orbitali di valenza f

Gli elementi dal 67 al 71 (lantanidi) e dal 89 al 103 (attinidi) sono stati tolti dalla tavola.

Tutti gli elementi dopo l'uranio non sono presenti in natura ma sono stati creati artificialmente (non sono stabili)