CAPITOLO 1.

Modello atomico di Dalton:

Ogni elemento chimico è composto da microscopiche particelle dette atomi.
- non è possibile creare o distruggere atomi.
- tutti gli atomi di un medesimo elemento hanno le stesse proprietà.
- i composti si formano quando si combinano atomi di diversi elementi.

Modello atomico di Thomson.

Studia i raggi catodici. Se si applica una forte differenza di potenziale tra due elettrodi metallici all'interno di un tubo di vetro sotto vuoto si dimostra che i raggi catodici sono fasci di particelle elettricamente cariche, provenienti dagli atomi che costituiscono l'elettrodo metallico. Secondo Thomson le particelle positive e negative sono distribuite in modo da formare il modello atomico a panettone.

Modello planetario di Rutherford.

Per l'esperimento bombarda una lamina d'oro con particelle α con carica positiva 2+. Alcune particelle passavano la lamina, altre venivano respinte.

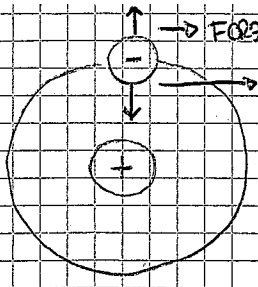
L'ATOMO quindi è formato da:

- protoni (+) e neutroni nel nucleo, che hanno massa simile e più grande di quella degli elettroni.
- elettroni che compiono orbite circolari attorno al nucleo.

PARTICELLE	SIMBOLO	CARICA	MASSA
Elettrone	e^-	-1	$9,109 \times 10^{-28}$
Protone	p	+1	$1,673 \times 10^{-24}$
Neutrone	n	0	$1,675 \times 10^{-24}$

Diametro atomico → ordine di 10^{-10} m.

Diametro del nucleo → ordine di 10^{-14} m.



Contraddizioni in questo modello:
quando una carica subisce un accelerazione emette energia sotto forma di onde elettromagnetiche. Gli elettroni avrebbero dovuto fare ciò e collassare verso il nucleo, ma nella realtà questo non si verifica.

master COPY

Modello atomico di Planck, Born ed Einstein:

Doppia natura della luce:
- ondulatoria → onda elettromagnetica
- corpuscolare → luce come pacchetti di energia elettromagnetica (quanti di luce detti fotoni.

Esperimento svolto facendo attraversare alla luce bianca un prisma di vetro:
Si ottiene uno spettro continuo.
La luce emessa dagli atomi invece non è continua, ma si presenta con uno spettro a righe.
Ogni colore corrisponde a una frequenza e a una lunghezza d'onda diverse.

$$E = h \cdot \nu \qquad E = \frac{h \cdot c}{\lambda}$$

$$\begin{cases} h = 6{,}6 \cdot 10^{-34}\ J \cdot s \text{ (costante di Planck)} \\ c = \text{velocità della luce} \\ \lambda = \text{lunghezza d'onda} \end{cases}$$

Spettro di assorbimento:

Rivela le lunghezze d'onda assorbite da un gas attraversato da una radiazione elettromagnetica. Ogni atomo infatti assorbe a lunghezze d'onda di un determinato valore, le altre sono lasciate passare. Ciò che si forma è opposto allo spettro di emissione, le linee scure (nere) rappresentano le lunghezze d'onda assorbite e quelle colorate le lunghezze non assorbite.

Quando la luce colpisce un atomo, esso assorbe fotoni di una certa lunghezza d'onda e ogni fotone cede energia a un elettrone che passa a un livello energetico più alto. Quando l'elettrone si sposta su un livello energetico più alto ed è eccitato torna nel livello energetico più basso rilasciando energia sotto forma di un fotone di una particolare lunghezza d'onda.

Stati stazionari:

orbite circolari attorno al nucleo in cui gli elettroni si muovono mantenendo un'energia costante, ovvero senza emettere radiazioni elettromagnetiche. L'energia costante di questi elettroni è detta livello energetico dell'orbita.

Condizione di quantizzazione:

Le orbite devono soddisfare questa relazione:

$$mvr = n\frac{h}{2\pi}$$

h = costante di Planck

n = numero quantico principale (intero positivo)

La quantità di moto di un elettrone attorno al suo nucleo (momento angolare orbitale) deve essere multiplo intero della costante di Planck normalizzata ($\frac{h}{2\pi}$). Il momento angolare è quantizzato e quindi anche i valori che può assumere il raggio dell'orbita e l'energia totale che l'elettrone possiede.

Modello planetario di Bohr con orbite quantizzate:

1. L'elettrone percorre determinate orbite circolari quantizzate, nelle quali nulla senza assorbire né emettere energia (orbite stazionarie);
2. L'elettrone assorbe energia solo se passa da un livello energetico inferiore a uno superiore;
3. Se l'elettrone passa a un livello energetico inferiore emette energia sotto forma di fotoni;
4. L'energia della luce è uguale alla differenza di energia tra le due orbite;
5. Ogni salto è rivelato da una riga dello spettro.

Ogni riga dello spettro corrisponde a un livello di energia.

Lunghezza d'onda di De Broglie:

$$\lambda_{DB} = \frac{h}{mv} = \frac{h}{\text{massa} \times \text{velocità}}$$

Viene così associata ad ogni particella materiale una lunghezza d'onda.

Principio d'indeterminazione di Heisenberg:

Non possiamo conoscere esattamente la posizione e il momento angolare di una particella, perché, in base alle teorie quantistiche, le particelle hanno

proprietà tipiche delle onde (non sono oggetti puntiformi), quindi non è possibile stabilire una coppia posizione-momento.

$$\Delta(mv) \cdot \Delta x \geq \frac{h}{4\pi}$$

incertezza q. moto — incertezza posizione

master COPY

L'equazione d'onda di Schrödinger:

La funzione Ψ contiene in sé il comportamento dell'elettrone sia come particella di massa m sia come onda. La PROBABILITÀ di trovare l'elettrone in una certa regione dello spazio è proporzionale a Ψ^2:

$$\frac{d^2\Psi}{dx^2} + \frac{d^2\Psi}{dy^2} + \frac{d^2\Psi}{dz^2} + \frac{8\pi^2 m}{V^2}(E-V)\Psi = 0$$

Dalla risoluzione della funzione si ottengono 3 parametri detti NUMERI QUANTICI n, l, m.

Orbitale atomico:
regione spaziale nella quale un elettrone ha probabilità di trovarsi.
Ogni orbitale atomico è identificato da una terna di numeri quantici n, l, m.

n → energia dell'orbitale.
l → forma dell'orbitale.
m → orientazione spazio orbitale.

master COPY

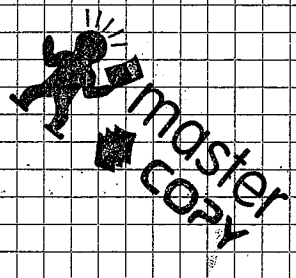
NUMERO QUANTICO n.

È legato alla distanza elettrone nucleo. Più grande è n, più l'elettrone è lontano, maggiore è l'energia associata all'elettrone, maggiori sono le dimensioni dell'orbitale atomico. n=1 è il livello minimo di energia, ed è chiamato stato fondamentale.

NUMERO QUANTICO l.

Il numero quantico orbitalico è legato alla forma dell'orbitale e definisce il sottoguscio, cioè il numero dei sottolivelli nei quali si differenzia il livello di energia n. Ogni sottolivello raggruppa orbitali della stessa forma. Può assumere valori $l = 0, 1, \ldots, n-1$

NUMERO QUANTICO AZIMUTALE	SIMBOLO DEL SOTTOSTRATO.
0	S
1	p
2	d
3	f
4	g
5	h



NUMERO QUANTICO m.

Legato all'orientazione degli orbitali del sottostrato. Definisce il numero degli orbitali appartenenti a un certo sottolivello. Gli orbitali di un sottolivello sono isoenergetici, ma hanno diversa orientazione nello spazio.

$m = -l, \ldots, 0, \ldots, +l$

NUMERO QUANTICO MAGNETICO DI SPIN:

L'elettrone ruota attorno al suo asse e possiede due stati di spin: orario e antiorario.

$m_s = +\frac{1}{2}, -\frac{1}{2}$

PRINCIPIO DI ESCLUSIONE DI PAULI

Non è possibile che più di due elettroni occupino lo stesso orbitale atomico, ovvero abbiano la stessa terna di numeri quantici, devono differire almeno per il 4° numero quantico m_s (spin opposto). ↑↓

CONFIGURAZIONE ELETTRONICA (AUFBAU):

Numero atomico Z: numero di protoni (quindi anche di elettroni).

- Riempio prima i primi livelli (strati).
- Disponendo più di un orbitale nello stesso sottostrato si aggiungono gli elettroni in modo che abbiano spin parallelo e che occupino ciascuno un orbitale del sottostrato.

REGOLA DI HUND:

Gli elettroni sono disposti in modo da assicurare la minima energia totale.