

VERSO IL SISTEMA PERIODICO: Tra il 1861 e il 1871 Dmitrij Mendeleev ordina i 63 elementi conosciuti in base a una legge periodica: nasce la prima tavola periodica. Gli elementi erano ordinati tenendo conto di massa atomica e proprietà chimiche.

| I | II | III | IV | V | VI | VII |
|----|----|-----|----|----|----|-----|
| H | | | | | | |
| Li | Be | B | C | N | O | F |
| Na | Mg | Al | Si | P | S | Cl |
| K | Ca | - | - | As | Se | Br |
| Rb | Sr | In | Sn | Sb | Te | I |
| Cs | Ba | - | - | - | - | - |

Gli elementi nella stessa colonna hanno proprietà chimiche simili. Ci sono caselle vuote, perché Mendeleev era certo che sarebbero stati scoperti altri elementi, di cui calcolò le masse atomiche e ipotizzò le proprietà chimiche.

LA MODERNA TAVOLA PERIODICA: Nell'attuale tavola periodica il criterio d'ordine non è più la massa atomica ma il numero atomico, Z , crescente. **LEGGE DELLA PERIODICITÀ:** le proprietà fisiche e chimiche degli elementi sono una funzione periodica del loro numero atomico Z . Gli elementi della stessa colonna hanno dunque proprietà molto simili. La periodicità degli elementi è dovuta a come sono disposti i loro elettroni più esterni, detti elettroni di valenza, intorno al nucleo.

Nella moderna tavola periodica ci sono 118 elementi organizzati in

- 7 periodi (righe): il numero del periodo corrisponde al livello elettronico n sul quale si trovano gli elettroni di valenza. I primi tre sono detti periodi brevi (7-8-8), gli altri lunghi (18).
- 8 gruppi (colonne): elementi dello stesso gruppo hanno la stessa configurazione elettronica esterna e proprietà simili; al numero romano corrisponde il numero di elettroni di valenza.

1) gruppo: metalli alcalini (eccetto l'idrogeno)

2) gruppo: metalli alcalino-terrosi

tra il 2 e il 3 gruppo: metalli di transizione

Dall'3 al 6 gruppo (in diagonale): metalli del gruppo p, semimetalli e non metalli

7) gruppo: alogeni

8) gruppo: gas nobili

Tra 2 e 3 gruppo in basso: lantanidi e attinidi.

Simboli di Lewis: il simbolo dell'elemento, circondato da puntini che indicano gli elettroni di valenza (solo per atomi con elettroni di valenza in s o p).

Per la IUPAC i gruppi sono 18 perché conta anche gli elementi di transizione.

GLI ANDAMENTI PERIODICI DELLE PROPRIETÀ ATOMICHE:

Gli elettroni di valenza risentono della carica positiva del nucleo:

- scendendo lungo un gruppo, aumenta la distanza degli elettroni di valenza dal nucleo carico positivamente e quindi diminuisce la forza con cui il nucleo attrae a sé gli elettroni

- procedendo verso destra lungo un periodo, aumenta il numero atomico e quindi la carica positiva del nucleo, attenuando l'effetto schermo degli elettroni più interni, e quindi aumenta la forza con cui il nucleo attrae a sé gli elettroni.

PROPRIETA' PERIODICHE:

- Raggio atomico (1 amstrong=10 alla meno 10 m): metà della distanza minima alla quale possono avvicinarsi due atomi dello stesso elemento. Cresce scendendo lungo un gruppo e diminuisce da sinistra a destra lungo un periodo.
- Energia di prima ionizzazione (KJ alla mole): energia necessaria per rimuovere un elettrone da un atomo allo stato gassoso e trasformarlo in uno ione positivo, detto Catione. Diminuisce scendendo lungo un gruppo e cresce da sinistra a destra lungo un periodo.
- Affinità elettronica (KJ alla mole): energia che si libera quando un atomo isolato in fase gassosa cattura un elettrone, quindi la sua tendenza a diventare ione negativo, detto Anione. Diminuisce scendendo lungo un gruppo e cresce da sinistra a destra lungo un periodo.
- Elettronegatività (NO unità di misura): tendenza di un atomo ad attrarre a sé gli elettroni coinvolti in un legame con un altro atomo. Diminuisce scendendo lungo un gruppo e cresce da sinistra verso destra lungo un periodo.

Energia di ionizzazione, affinità elettronica ed elettronegatività influenzano le proprietà chimiche degli elementi. Hanno effetto sulla tendenza degli atomi a perdere o acquistare elettroni, ovvero sulla loro tendenza a reagire.

In base alle loro proprietà chimiche e fisiche, gli elementi possono essere suddivisi in metalli, non metalli e semimetalli.

- **Metalli:** generalmente sono solidi a temperatura ambiente, lucenti, buoni conduttori di calore ed elettricità, malleabili e duttili. Molto reattivi, tanto che normalmente si trovano sotto forma di composti con altri. Il carattere metallico aumenta scendendo lungo un gruppo e diminuisce da sinistra a destra lungo un periodo
- **Non Metalli:** possono essere gassosi o solidi, sono colorati, cattivi conduttori, né malleabili né duttili. La loro reattività dipende dall'affinità elettronica. Il carbonio sotto forma di Grafite è conduttore di elettricità ma non di calore, viceversa sotto forma di Diamante.
- **Semimetalli:** sono solidi a temperatura ambiente, non sono né conduttori né isolanti, ma diventano eccellenti semiconduttori quando contengono impurezze di elementi vicini. Permettono la realizzazione di apparecchi elettronici di dimensioni ridotte.

| | | metalli | | | | | | | | | | non metalli | | | | | | semimetalli | | | |
|---|----|---------|----|-----|-----|-----|-----|-----|-----|-----|-----|-------------|----|----|----|----|----|-------------|----|--|--|
| | | | | | | | | | | | | | | | | | | | | | |
| 1 | 2 | 3 | 4 | 5 | 6 | 7 | 8 | 9 | 10 | 11 | 12 | 13 | 14 | 15 | 16 | 17 | 18 | | | | |
| 1 | H | | | | | | | | | | | | | | | | | | He | | |
| 2 | Li | Be | | | | | | | | | | | B | C | N | O | F | Ne | | | |
| 3 | Na | Mg | | | | | | | | | | | Al | Si | P | S | Cl | Ar | | | |
| 4 | K | Ca | Sc | Ti | V | Cr | Mn | Fe | Co | Ni | Cu | Zn | Ga | Ge | As | Se | Br | Kr | | | |
| 5 | Rb | Sr | Y | Zr | Nb | Mo | Tc | Ru | Rh | Pd | Ag | Cd | In | Sn | Sb | Te | I | Xe | | | |
| 6 | Cs | Ba | La | Hf | Ta | W | Re | Os | Ir | Pt | Au | Hg | Tl | Pb | Bi | Po | At | Rn | | | |
| 7 | Fr | Ra | Ac | Rf | Db | Sg | Bh | Hs | Mt | Ds | Rg | Cn | | | | | | | | | |
| | 87 | 88 | 89 | 104 | 105 | 106 | 107 | 108 | 109 | 110 | 111 | 112 | | | | | | | | | |

LEGAMI CHIMICI:

Quando gli atomi si avvicinano per formare un legame, solo gli elettroni più esterni partecipano all'operazione. Gli elettroni dello stato più esterno vengono chiamati elettroni di valenza o di legame. Il numero degli elettroni di legame coincide con il numero romano del gruppo e si rappresentano con la simbologia di Lewis.

REGOLA DELL'OTTETTO: Un atomo raggiunge il massimo della stabilità acquistando, cedendo o condividendo elettroni con un altro atomo in modo da raggiungere l'ottetto nella sua configurazione esterna, simile a quella del gas nobile nella posizione più vicina nella tavola periodica. Questa regola fu enunciata da Lewis nel 1916. Il motivo della stabilità dei gas nobili risiede infatti nel fatto che presentano otto elettroni (due nel caso dell'elio) sull'ultimo livello che è quindi completo.

ESISTONO TRE TIPI DI LEGAMI TRA ATOMI: Detti legami primari, sono: covalente, ionico e metallico. Il tipo di legame dipende dalla differenza di elettronegatività tra gli atomi. Questa è la forza con cui un atomo attira elettroni di valenza e nella tavola periodica gli elementi più elettronegativi si trovano in alto a destra e quelli meno elettronegativi in basso a sinistra.

LEGAME COVALENTE: Avviene solitamente tra NON metalli. Nel legame covalente gli elettroni sono messi in compartecipazione per raggiungere l'ottetto e appartengono in contemporanea a entrambi gli atomi che li condividono. Da questo tipo di legame si formano le molecole. I legami tra gli atomi possono essere rappresentati con la simbologia di Lewis oppure con dei trattini. Atomi di natura diversa possono mettere in comune i loro elettroni di valenza, ma esercitando sugli elettroni di legame una diversa forza attrattiva (elettronegatività). Questo tipo di legame avviene solo se la differenza di elettronegatività è minore di circa 1,8 o pari a zero. Infatti tanto è maggiore la differenza di elettronegatività fra due atomi che formano il legame, tanto più elevati sono il carattere ionico e la polarità del legame.

Il legame covalente può essere:

- Singolo: se è condivisa una sola coppia di elettroni
- Doppio: se sono condivise due coppie di elettroni
- Triplo: se sono condivise tre coppie di elettroni

IL LEGAME COVALENTE PURO: Se due atomi identici sono uniti da legami covalenti, esercitano la stessa forza di attrazione sugli elettroni di legame. Pertanto il legame covalente sarà covalente puro essendo la differenza di elettronegatività pari a zero.

LEGAME COVALENTE POLARE: Nel caso si abbia una moderata differenza di elettronegatività, compresa fra ; tra i due atomi coinvolti nel legame covalente, gli elettroni condivisi risultano maggiormente attratti dall'atomo più elettronegativo e il legame risulterà quindi polarizzato elettricamente: si ottengono così un atomo parzialmente negativo, quello più elettronegativo indicato con delta meno; e un atomo parzialmente positivo, quello meno elettronegativo indicato con delta più.

LEGAME COVALENTE DATIVO: Si forma quando la coppia di elettroni di legame è fornita da uno solo dei due atomi che partecipano al legame. L'atomo che dona gli elettroni mettendoli in comune si dice donatore, quello che li riceve prende il nome di accettore.

IL LEGAME IONICO: Se la differenza di elettronegativi fra i due elementi che intendono legarsi è superiore a 1,9 avviene un trasferimento di elettroni da un atomo all'altro. L'atomo più elettronegativo, avendo ricevuto carica elettrica negativa in più proveniente dagli elettroni acquistati, diventa uno ione negativo mentre l'altro atomo uno ione positivo per la ragione inversa. Gli ioni si attraggono per forza elettrostatica formando un legame ionico e ottenendo entrambi la stabilità. Il legame ionico si forma quindi quando si ha una grande differenza di elettronegatività e un elemento è un metallo, l'altro un non metallo infatti:

- I metalli tendono a cedere elettroni diventando ioni positivi;
- I non metalli tendono ad acquistare elettroni trasformandosi in ioni negativi.

Dal legame ionico non si formano molecole ma composti ionici. Gli ioni in un composto ionico sono disposti secondo uno schema ben preciso e possono dar luogo a un reticolo cristallino. I composti ionici

- Hanno alti punti di fusione
- sono solidi a temperatura ambiente
- sono buoni conduttori di elettricità ma solo allo stato fuso o in soluzione

LEGAME METALLICO: Gli atomi metallici possono mettere in comune gli elettroni di valenza, che vengono condivisi tra più nuclei. Il legame metallico è dovuto all'attrazione fra gli ioni metallici positivi e gli elettroni mobili che li circondano. Si viene infatti a creare una nube elettronica che circonda e trattiene i nuclei dell'atomo. Ciò avviene perché gli elettroni di valenza sono delocalizzati e sono quindi in comune con tutti gli atomi. (non più rapporto a due). Da questo legame derivano tutte le proprietà dei metalli: essi infatti sono duttili e malleabili, ovvero si possono lavorare, cosa che non può avvenire con i composti ionici in quanto sono duri e fragili. I metalli inoltre sono le uniche sostanze solide oltre alla grafite in grado di condurre la corrente elettrica grazie al fatto che gli elettroni sono liberi di muoversi. I composti ionici invece conducono la corrente elettrica solo allo stato liquido o in soluzione poiché gli ioni non sono in grado di muoversi liberamente.

TEORIA VSEPR: questa teoria, detta teoria della repulsione delle coppie di elettroni del guscio di valenza, consente di ricavare le architetture molecolari delle formule della struttura di Lewis. I due principi fondamentali della teoria sono

- 1) La disposizione degli atomi in una molecola dipende dal numero totale di coppie elettroniche, sia libere che condivise.
- 2) Poiché coppie elettroniche di uguale segno si respingono, esse si collocano alla maggiore distanza possibile l'una dall'altra.

Basandosi su ciò si ha quindi che

- Due coppie elettroniche determinano un assetto lineare della molecola, con angoli di legame di 180°
- Tre coppie determinano un assetto triangolare equilatero con angoli di 120°
- Quattro coppie determinano un assetto tetraedro con angoli di $109,5^\circ$
- Cinque coppie determinano un assetto triangolare piramidale
- sei coppie determinano un assetto ottaedrico.

MA Quale forma assumono le molecole che presentano coppie libere di elettroni? Queste coppie di elettroni si comportano in modo simile a quelle condivise; esse sono però soggette all'attrazione di un solo nucleo atomico e risultano così più vicine all'atomo

centrale. La conseguenza è che generano una repulsione maggiore sulle altre coppie di legame, che sono così costrette ad avvicinarsi. Un esempio è la molecola dell'acqua in cui vi sono 4 gruppi elettronici intorno all'ossigeno che si dispongono secondo i vertici di un tetraedro. Due coppie elettroniche sono però libere quindi il loro effetto repulsivo sulle coppie di legame O—H è ancora più forte e gli angoli di legame si riducono a $104,5^\circ$. Per quanto riguarda i legami covalenti doppi e tripli, ai fini della geometria della molecola, essi valgono quanto un legame covalente singolo. Per prevedere la geometria molecolare, quindi, possiamo trattare il doppio e il triplo legame come se fossero legami semplici.

L'IBRIDAZIONE DEL CARBONIO:

LE FORZE INTERMOLECOLARI: > Sono forze di natura elettrostatica che mantengono le molecole vicine tra loro. Fra le molecole c'è spazio vuoto. Si conoscono tre tipi di legami intermolecolari: Forze dipolo-dipolo, forze di London e legame a idrogeno.

MOLECOLE POLARI E APOLARI: La polarità di una molecola dipende anche dalla sua geometria, grazie alla quale le polarità dei legami possono annullarsi a vicenda oppure sommarsi. Un **DIPOLO** è un sistema che due poli elettrici con carica q uguale ma di segno opposto, separati da una certa distanza d . Un dipolo elettrico ha quindi un momento dipolare (m) definito da: $m = q \times d$.

Una molecola è polare se la somma dei momenti dipolari di tutti i suoi legami è diversa da zero. La polarità delle molecole determina la solubilità della sostanza nei diversi solventi. I solventi sciolgono le sostanze che hanno polarità simile: solventi apolari sciolgono sostanze polari, solventi polari solubilizzano sostanze apolari.

FORZE DIPOLO-DIPOLO: Le molecole polari che hanno momento dipolare complessivo diverso da 0, si dicono dipoli permanenti. I legami elettrostatici tra dipoli permanenti sono chiamati forze dipolo-dipolo.

FORZE DI LONDON: Le forze di London sono interazioni elettrostatiche dovute all'attrazione fra molecole apolari che formano dipoli temporanei a causa dello sbilanciamento della distribuzione degli elettroni.

FORZE DI VAN DE WALLS: Sono i legami elettrostatici tra dipoli permanenti o temporanei. quindi london + dipolo-dipolo?

IL LEGAME A IDROGENO: è una forza attrattiva che si instaura fra molecole che contengono un atomo di idrogeno legato covalentemente a un atomo piccolo, molto elettronegativo e con una coppia elettronica libera (N, O, F). Il legame a idrogeno è circa 10 volte più debole di un legame covalente. Le proprietà dell'acqua dipendono da questo legame che infatti influisce sulle proprietà fisiche delle sostanze che lo contengono. Nelle proteine per esempio, i legami a idrogeno che si formano tra gli atomi di idrogeno legati all'azoto e gli atomi di ossigeno legati al carbonio, sono responsabili della struttura elicoidale.

FORZA DI LEGAME: La forza di legame è legata all'energia necessaria per allontanare particelle legate fra loro

(a) e (b) indicano rispettivamente i legami interatomici e i legami intermolecolari.

| Tipo di legame | Energia necessaria per rompere un legame (eV) | Energia necessaria per rompere 1 mole di legami (kJ/mol) |
|----------------------------|---|--|
| covalente (a) | poco più di 4 | (circa $4 \cdot 96,5$) ≈ 400 |
| legame ionico (a) | circa 4 | (circa $4 \cdot 96,5$) ≈ 400 |
| legame metallico (a) | 0,4 – 1,2 | $[(0,4 - 1,2) \cdot 96,5] \approx 40 - 120$ |
| legame a idrogeno (b) | 0,2 – 0,4 | $[(0,2 - 0,4) \cdot 96,5] \approx 20 - 40$ |
| forze di Van der Waals (b) | 0,01 – 0,1 | $[(0,01 - 0,1) \cdot 96,5] \approx 1 - 10$ |

LA CLASSIFICAZIONE DEI SOLIDI: Le proprietà macroscopiche della materia dipendono dalle interazioni fra particelle microscopiche che la costituiscono. Sulla base del tipo di legame che aggrega le unità costitutive, i solidi vengono classificati in :

- Cristallini, in cui le particelle sono disposte in modo ordinato e regolare
- Amorfi, in cui le particelle sono disposte disordinatamente.

I CRISTALLI IONICI: si formano in virtù dell'attrazione fra ioni con carica opposta. Sono fragili, presentano elevata temperatura di fusione, conducono elettricità allo stato fuso e in soluzione acquosa.

I CRISTALLI COVALENTI: o **SOLIDI RETICOLARI**, si formano grazie a una rete tridimensionale di legami covalenti fra gli atomi. Sono duri, hanno temperatura di fusione elevata, non conducono elettricità e non sono solubili in acqua.

I CRISTALLI MOLECOLARI APOLARI: sono costituiti da molecole apolari tenute insieme da forze di Van De Waals. Sono solidi a bassissime temperature, quasi mai a temperatura ambiente, sono solubili in solventi apolari e non in acqua.

I CRISTALLI MOLECOLARI POLARI : sono costituiti da molecole polari che si attraggono con legami dipolo-dipolo o legami a idrogeno. Hanno basse temperature di fusione, non conducono elettricità nonostante siano solubili in acqua.

I CRISTALLI METALLICI: sono costituiti da atomi legati dal legame metallico. Sono duttili, malleabili, conducono elettricità e calore. Le **LEGHE** sono soluzioni di più metalli allo stato solido.

| Tipo di cristallo | Unità strutturali | Legame tra le unità strutturali | Esempi | Punto di fusione | Proprietà meccaniche ed elettriche |
|--------------------|---|---------------------------------|---|------------------|---|
| ionico | ioni positivi e negativi | ionico | NaCl (cloruro di sodio), KNO ₃ (nitrato di potassio) | elevato | Duro e fragile. Se solubile in acqua, dà soluzioni conduttrici di elettricità. |
| reticolare | atomi | covalente | C (diamante e grafite), SiO ₂ (quarzo) | molto elevato | In genere duro, fragile e non conduttore di elettricità. Insolubile in acqua. |
| molecolare polare | molecole polari | forze intermolecolari | H ₂ O (ghiaccio), C ₁₂ H ₂₂ O ₁₁ (saccarosio) | non elevato | Tenero e fragile. In genere le soluzioni non sono conduttrici di elettricità. |
| molecolare apolare | molecole apolari | forze intermolecolari | I ₂ (iodio), CO ₂ (ghiaccio secco) | basso | Tenero e fragile. Non conduce la corrente né allo stato solido né in soluzione. |
| metallico | ioni positivi immersi nel mare di elettroni | metallico | elementi del blocco s e d della tavola periodica (Na, Cu) | variabile | Lucente, malleabile e duttile. Conduce l'elettricità e il calore. |

LA STRUTTURA DEI SOLIDI: I solidi cristallini sono caratterizzati da una disposizione interna regolare di atomi, molecole o ioni. La cella elementare è l'unità più piccola che, ripetuta nelle tre dimensioni dello spazio, genera l'intero cristallo. Tutti i reticoli cristallini si possono ricondurre a 14 tipi di celle elementari: i reticoli di Bravais che si possono raggruppare a loro volta, in base alle caratteristiche comuni, nei sette cristallografici. I sistemi cristallografici sono sette e sono

- cubico (diamante , oro, salgemma)
- esagonale (grafite, smeraldo)
- tetragonale (zirconio)
- trigonale (rubini, zaffiri, calcite)
- rombico (topazio)
- monoclinico (crocoite)
- triclinico

POLIMORFISMO: Cristalli che hanno la stessa composizione chimica , possono presentarsi con strutture cristalline diverse. Forme alternative di uno stesso elemento che si diversificano per il modo in cui gli atomi sono legati sono detti ALLOTROPI. Un esempio è il carbonio che presenta due forme allotropiche:

- La Grafite : con reticolo esagonale
- Il Diamante: con reticolo cubico.

FORME ALLOTROPICHE DEL CARBONIO: sono Diamante, Grafite e Fullereni.

- Nel diamante ciascun atomo di carbonio utilizza orbitali ibridi di sp³ per formare legami covalenti con quattro atomi di carbonio disposti ai vertici di un tetraedro. Il diamante è un materiale rigido, trasparente, non conduce la corrente elettrica, ma è un ottimo conduttore di calore.
- Nella grafite gli atomi di carbonio ibridati sp² generano strati a struttura esagonale. Gli orbitali p non ibridi dei singoli atomi si sovrappongono e permettono agli elettroni non localizzati tra specifiche coppie di atomi, di muoversi liberamente lungo i piani. Per questo la grafite, pur non essendo un metallo, è un discreto conduttore di elettricità. Poiché le lamine di atomi di carbonio sovrapposte sono unite fra loro da deboli forze di Van De Waals, possono facilmente scorrere le une sulle altre. Un singolo strato di grafite è chiamato grafene.

- Il fullerene più stabile costituito da molecole sferiche di formula C_{60} ed è chiamato buckminsterfullerene. La struttura della molecola assomiglia a quella di un pallone da calcio ed è costituita da 32 facce: 20 a forma esagonale e 12 a forma di pentagono. La presenza degli anelli pentagonali garantisce una migliore curvatura della superficie, perché essi si distorcono più facilmente rispetto agli anelli formati da sei atomi.

L'ISOMORFISMO: è il fenomeno per cui sostanze diverse formano cristalli aventi lo stesso reticolo. In certi casi, queste possono cristallizzare insieme, formando soluzioni solide omogenee.

DUREZZA: resistenza che un cristallo oppone alla scalfittura, stimata in base alla scala di mohs.

LE PROPRIETÀ INTENSIVE DELLO STATO LIQUIDO:

Le molecole dei liquidi sono molto mobili e incompressibili. Molte proprietà dei liquidi dipendono dalla natura delle forze intermolecolari che agiscono nella sostanza.

LA TENSIONE SUPERFICIALE: di un liquido è l'energia necessaria per far aumentare di un'unità la sua area superficiale. Questa diminuisce all'aumentare della temperatura perché l'agitazione termica delle molecole attenua i legami intermolecolari. Anche la presenza di tensioattivi diminuisce la tensione superficiale

LA CAPILLARITÀ: è un fenomeno che provoca l'innalzamento o l'abbassamento del livello di un liquido all'interno di un capillare.

LA TENSIONE DI VAPORE: è la pressione esercitata dalle molecole che evaporano da un liquido in un recipiente chiuso quando velocità di evaporazione e di condensazione si eguagliano. La tensione di vapore è tanto più alta quanto più è elevata la temperatura. A parità di temperatura, la facilità con cui le molecole sfuggono dal proprio liquido dipende dall'intensità delle proprie forze attrattive. I liquidi che hanno un'elevata tensione di vapore si dicono volatili.

VISCOSITÀ: è la resistenza dovuta alla forza di attrazione intermolecolare tra le lamine che i fluidi oppongono allo scorrimento.

LA DOPPIA NATURA DELLA LUCE:

La luce è un particolare tipo di onda elettromagnetica che nasce da una rapidissima oscillazione di cariche elettriche. Ha una doppia natura: ondulatoria e corpuscolare.

SPETTRO ELETTRROMAGNETICO: insieme delle onde elettromagnetiche (anche la luce quindi. Indica l'insieme di tutte le possibili frequenze delle radiazioni elettromagnetiche (luce, raggi x, infrarossi, ultravioletti, onde radio, microonde)

GRANDEZZE DEI FENOMENI ONDULATORI:

- Frequenza: (ν) Indica il numero di oscillazioni complete compiute da un'onda in un secondo e si misura in Hertz
- La lunghezza d'onda (λ): Indica la distanza dopo la quale un'onda si riproduce uguale a se stessa e si misura in metri, manometri o angstrom
- La velocità di propagazione (v): Per le radiazioni elettromagnetiche nel vuoto v è uguale alla velocità della luce, c , pari a $3,00 \times 10^8$ m/s

Queste tre grandezze sono legate dalla relazione: $c = \lambda \times \nu$. Quindi lunghezza d'onda e frequenza sono grandezze inversamente proporzionali

- L'ampiezza d'onda, cioè l'oscillazione della carica, determina l'intensità o luminosità della radiazione.

SPETTRO DEL VISIBILE: L'occhio umano è in grado di percepire solo una piccolissima parte all'intero spettro, un ristretto intervallo compreso tra circa 400 e 700 nanometri e comprende i colori dal violetto (400) al rosso (700). La luce che arriva dal sole è percepita come bianca perché è policromatica, cioè un insieme di tutti questi colori combinati tra loro.

SPETTRO CONTINUO: Se facciamo passare un fascio di luce solare attraverso un prisma di vetro, infatti, essa viene suddivisa in tanti fasci di colore diverso. la serie continua di colori ottenuti è chiamata spettro continuo.

DIFFRAZIONE: La prova più evidente della natura ondulatoria della luce è legata al fenomeno della diffrazione che si verifica quando un fascio di luce incontra un ostacolo molto piccolo come può essere una fenditura. Il fascio non si propaga più in linea retta ma si allarga formando zone chiare e scure alternate, dette frange di interferenza. Le frange chiare sono dovute all'interferenza positiva prodotta da più onde che si rinforzano a vicenda aumentando la luminosità. Le zone scure sono dovute all'interferenza negativa prodotta da onde in opposizione di fase poiché le loro ampiezze si annullano e scompaiono di conseguenza la luminosità.

I FOTONI: Non appena la luce interagisce con la materia, emerge la sua seconda natura, quella corpuscolare. Possiamo infatti pensare a ciascun raggio di luce come ad un insieme di pacchetti di energia a cui si dà il nome di fotoni o quanti di energia luminosa. Si ha quindi l'EFFETTO FOTOELETTRICO quando, incontrando la materia, i fotoni liberano la loro energia cedendola agli elettroni della materia facendoglieli così espellere dalla superficie. Questo avviene però solo se la frequenza della luce è superiore ad un certo valore detto FREQUENZA DI SOGLIA.

A ogni fotone è associata un'energia espressa dalla relazione $E = h \times \nu$ (frequenza) ma ricordando che $\nu = c/\lambda$ allora $E = h \times c/\lambda$ dove h è la costante di Planck il cui valore è di $6,63 \times 10^{-34}$ Js.

Il termine corpuscolare non deve trarre in inganno: i fotoni non vanno considerati come particelle di materia ma solo come pacchetti di energia; la luce ha cioè una natura discontinua.

In conclusione possiamo affermare che nella propagazione della luce appare il comportamento ondulatorio, nelle interazioni con la materia emerge l'aspetto corpuscolare.

LA “LUCE” DEGLI ATOMI: SPETTRO A RIGHE: Se invece analizziamo la luce emessa da gas rarefatti ad alta temperatura, per esempio la luce di una lampada contenete idrogeno a bassissima pressione, avremo uno spettro discontinuo, costituito da un certo numero di righe colorate (righe di assorbimento). Tale spettro è chiamato spettro a righe ed è caratteristico per ogni elemento chimico analizzato. Possiamo infatti usare gli spettri atomici per riconoscere gli elementi, come l'impronta digitale per identificare le persone.

BOHR: Comprende che l'emissione di luce, da parte degli atomi, deve avere a che fare con gli elettroni che ruotano intorno al nucleo e che l'energia non viene emessa o assorbita con continuità ma per piccole quantità definite.

L'ATOMO DI IDROGENO SECONDO BOHR: Attraverso i suoi studi Bohr spiegò perché soltanto certe radiazioni possono interagire con gli atomi e quale relazione intercorre tra la radiazione luminosa e la struttura atomica. Perfezionò il modello di Rutherford e riuscì a spiegare la stabilità degli atomi e l'emissione degli spettri a righe. Bohr basò la sua teoria a partire da un punto fondamentale: un fotone che viene assorbito da un atomo, cede tutta la sua energia, a uno dei suoi elettroni, che passa così ad uno stato energetico più elevato.

I punti salienti del modello di Bohr sono

- 1) L'elettrone percorre solo determinate orbite circolari, **ORBITE STAZIONARIE**, senza emettere e cedere energia e quindi senza cadere nel nucleo
- 2) all'elettrone sono permesse solo certe orbite a cui corrispondono determinati valori di energia che è quindi **QUANTIZZATA**.
- 3) Per passare da un'orbita all'altra a livello energetico superiore, l'elettrone assorbe energia.
- 4) Per passare da un'orbita ad un'altra con contenuto energetico minore, l'elettrone emette un fotone di appropriata frequenza (se appartiene allo spettro del visibile appare come riga colorata)
- 5) L'energia del fotone emesso o assorbito corrisponde alla differenza di energia delle due orbite.

LE ORBITE DEGLI ELETTRONI DI UN ATOMO SONO QUINDI QUANTIZZATE

Il numero quantico principale n indica il livello energetico assegnato ad ogni orbita. Il livello più basso di energia è detto **STATO FONDAMENTALE**, e i livelli a energia superiore dello stato fondamentale si chiamano stati eccitati. A ogni salto di orbita si ha una **TRANSAZIONE ENERGETICA**, ovvero emissione di energia sotto forma di fotone. Ogni transazione dell'elettrone da uno stato eccitato a un livello energetico inferiore è caratterizzata da una riga nello spettro di emissione.

Il modello atomico di Bohr presentò presto tutti i suoi limiti: non era applicabile ad atomi con molti elettroni e non spiegava gli spettri atomici presenza di un campo magnetico. Le contraddizioni emerse in questo modello erano dovute all'inadeguatezza delle leggi della meccanica classica.

DOPPIA NATURA DELL'ELETTRONE: Si passa a questo punto da un modello basato sul movimento di oggetti microscopici, come gli elettroni, a un modello basato sulla probabilità di trovare una particella nello spazio. Nel 1924 De Broglie ipotizza che il comportamento ambivalente della luce, corpuscolare e ondulatorio, sia una proprietà

caratteristica della materia e associa a ogni particella in movimento un'onda, che chiama ONDA DI MATERIA ONDA DI DE BROGLIE'. Ma qual è la lunghezza d'onda associata ad un corpo in moto? Sappiamo che a ciascun fotone corrisponde un'onda la cui lunghezza è espressa dalla relazione $E = h \times c / \lambda$. Dalla relazione di Einstein sappiamo anche che $E = m \times c^2$. La sintesi delle due relazioni è: $\lambda = h / m \times v$ (lunghezza d'onda uguale a costante di Plank fratto massa per velocità ovvero quantità di moto.)

Questa relazione collega le proprietà corpuscolari dei fotoni a quelle ondulatorie. Però i fotoni, essendo privi di massa, non potrebbero presentare alcuna quantità di moto; ma, in quanto pacchetti di energia, devono essere considerati una manifestazione della massa e possono quindi trasmettere la loro energia ad un'altra particella come se tra loro si verificasse un urto. IN GENERALE: A CIASCUN CORPO IN MOVIMENTO CON MASSA M E VELOCITA' V E' ASSOCIATA UNA LUNGHEZZA D'ONDA RICAVABILE CON LA PRECEDENTE RELAZIONE.

ELETTRONE E MECCANICA QUANTISTICA: Con un solo elettrone non si può spiegare il formarsi delle frange, con tanti elettroni invece si può far ricorso al metodo statistico. Non possiamo prevedere l'esatto comportamento di ciascun individuo (elettrone), ma possiamo soltanto conoscere la probabilità che si comporti in un certo modo. La parte della chimica-fisica che descrive il comportamento di elettroni, fotoni e altre particelle microscopiche basandosi su legge statistiche è detta MECCANICA QUANTISTICA. Essa non è in grado di descrivere le vicende nel tempo di un singolo oggetto, consente soltanto di determinare la probabilità che, in certo istante, si verifichi un particolare evento riguardante quell'oggetto.

PRINCIPIO DI INDETERMINAZIONE DI HEISENBERG: (1927) enuncia che la precisione con cui si può misurare la posizione di una particella in un dato istante, è inversamente proporzionale alla precisione con cui si può misurare contemporaneamente la sua quantità di moto. Più semplicemente: Non potremo mai conoscere contemporaneamente la posizione e la velocità di una particella come l'elettrone. Pertanto, non ha senso parlare di orbita di un elettrone, cioè di un percorso ben definito che l'elettrone segue durante i suoi spostamenti.

L'EQUAZIONE D'ONDA: Sappiamo che ad ogni particella in movimento corrisponde un'onda. Quando un elettrone si muove nel campo di un nucleo atomico, il suo moto non è libero poiché l'attrazione del nucleo lo vincola entro il ristretto volume dell'atomo. L'onda a esso associata deve essere, allora, un'ONDA STAZIONARIA. Un'onda è detta tale quando la posizione dei suoi nodi e dei suoi ventri rimane inalterata durante tutta la sua vibrazione. La lunghezza d'onda associata all'elettrone è quindi quantizzata e ciò determina la quantizzazione dell'energia dell'elettrone. Nel 1926 Schrodinger formula un'equazione nota come EQUAZIONE D'ONDA. Questa presenta come soluzioni, anziché dei numeri, delle funzioni chiamate FUNZIONI D'ONDA. Una funzione d'onda, indicata in genere con la lettera Ψ , è una funzione delle tre coordinate spaziali x, y, z del tempo t . IL QUADRATO DELLA FUNZIONE D'ONDA (Ψ^2) FORNISCE LA PROBABILITA' CHE UN ELETTRONE SI TROVI, DURANTE UN INTERVALLO DI

TEMPO DELTA T, IN UN VOLUME DELTA V IL CUI CENTRO HA COORDINATE X,Z,Y.

NUMERI QUANTICI E ORBITALI: La funzione d'onda, nella sua espressione matematica, contiene tre numeri interi, chiamati NUMERI QUANTICI, indicati con le lettere n,l,m. Un numero quantico è un numero che specifica il valore di una proprietà dell'elettrone e contribuisce a definire lo stato quantico dell'elettrone stesso.

A ciascuna terna di valori di n,l,m corrisponde un particolare stato quantico dell'elettrone. Alla funzione d'onda elettronica che contiene una particolare terna di numeri quantici si dà invece il nome di orbitale; che consente di quindi di calcolare la probabilità di trovare un elettrone in un qualunque punto dell'atomo. L'ORBITALE è UNA FUNZIONE D'ONDA ELETTRONICA CARATTERIZZATA DA UNA PARTICOLARE TERNA DI VALORI DEI NUMERI QUANTICI N,L,M; A CIASCUNA TERNA CORRISPONDE UN PARTICOLARE STATO QUANTICO DELL'ELETTRONE

IL NUMERO QUANTICO PRINCIPALE: Il numero quantico principale n definisce l'energia dell'elettrone e può assumere valori soltanto interi e positivi. Tutti gli orbitali che sono caratterizzati dallo stesso valore di n appartengono allo stesso livello energetico. Il numero di orbitali di un certo livello energetico corrisponde a n^2 .

IL NUMERO QUANTICO SECONDARIO: l può assumere tutti i valori interi compresi tra 0 e n-1; e determina le caratteristiche geometriche della funzione di distribuzione della probabilità. Il valore di l definisce il sottolivello energetico a cui appartiene quel certo orbitale.

NUMERO QUANTICO MAGNETICO: Il terzo numero quantico è il numero quantico magnetico m ; il suo nome deriva dal fatto che esso determina la proprietà dell'atomo quando è sottoposto a un campo magnetico esterno. Può assumere tutti i valori compresi fra -l e +l, incluso lo 0, e definisce il numero di orbitali di ciascun sottolivello energetico.

IL NUMERO QUANTICO SPIN: Il quarto numero quantico, che non deriva dall'equazione d'onda, è il numero quantico magnetico di spin m_s , spesso semplicemente chiamato spin dell'elettrone. Esso può assumere esclusivamente due valori pari a $+1/2$ e $-1/2$, poichè, a parità degli altri numeri quantici, per ciascun elettrone sono possibili due diversi stati energetici. Gli elettroni sono infatti associati ad un piccolo campo magnetico e quando sono immersi in un campo magnetico esterno creato da poli magnetici di forma irregolare, possono disporsi in due soli modi ; cioè parallelamente o antiparallelamente al campo stesso. Il termine spin , che in inglese significa trottola, è stato introdotto col modello dell'elettrone rotante,. Secondo tale modello, l'elettrone corrisponderebbe a una sfera rotante su se stessa e i due diversi stati energetici dipendono dal verso orario o antiorario della sua rotazione. Con l'introduzione della meccanica quantistica lo spin viene interpretato come momento angolare e viene quindi considerato una proprietà intrinseca degli elettroni. quindi : LO SPIN E' UNA PROPRIETA' INTRINSECA DELL'ELETTRONE CHE SI MANIFESTA QUANDO L'ELETTRONE , SOTTOPOSTO ALL'AZIONE DI UN CAMPO MAGNETICO ESTERNO DISOMOGENEO, ASSUME DUE DIVERSI STATI

ENERGETICI. Questo porta Pauli a enunciare nel 1925 una legge fondamentale nota con il nome di **PRINCIPIO DI ESCLUSIONE DI PAULI: UN ORBITALE PUO' DESCRIVERE LO STATO QUANTICO DI DUE SOLI ELETTRONI ; ESSI DEVONO AVERE SPIN OPPOSTO, CIOE' ANTIPARALLELO.** Ciò significa che due elettroni che hanno la stessa serie di numeri quantici n, l, m devono avere allora un diverso numero quantico di spin m_s .

www.unidocs.it - Appunti e dispense per superare i tuoi esami universitari

www.unidocs.it - Appunti e dispense per superare i tuoi esami universitari