

UNITÀ DIDATTICA: DALL'ATOMO AL LEGAME CHIMICO

Analisi della situazione di partenza :La scuola è un Liceo artistico e la materia è Scienze naturali e geografia generale

Oggetto del modulo : dall'atomo alla cellula

Oggetto della unità didattica : Dall'atomo al legame chimico

Oggetto della lezione :

Classe prima

L'ambiente in cui opera il Liceo ha la caratteristica della città di provincia in cui coesistono realtà industriali, commerciali ed agricole : gli studenti in numero di 21 provengono da un livello sociale medio alto, (disomogeneo in quanto composto da famiglie di impiegati , commercianti e agricoltori ma senza particolari difficoltà di tipo cognitivo ed affettivo) e mostrano preparazione e motivazione sufficienti come rilevato da opportuni test di ingresso (la programmazione prevede comunque in itinere la possibilità di recuperi per difficoltà di apprendimento , svantaggio o handicap.

Il clima scolastico è aperto ad innovazione e progetti ed alla cultura della autonomia scolastica che permette la disponibilità di personale assistente motivato per un ottimale utilizzo di laboratori multimediali e biblioteche nel rispetto delle norme di sicurezza ed esigenze scolastiche. La scuola non dispone di un laboratorio di scienze e microbiologia e per questo si sono individuate alcune esercitazioni pratiche e predisposto un progetto di utilizzo di laboratori di un Istituto Tecnico supportato da specifica convenzione stipulata tra i dirigenti del Liceo e ITIS .

Orario curricolare

tre ore settimanali.

Collocazione dell'unità

L'unità è finalizzata a fornire gli elementi di chimica necessari alla conoscenza degli argomenti trattati nei moduli previsti dalla programmazione di Scienze naturali e geografia generale e si colloca all'interno del primo modulo denominato "dall'atomo alla cellula" che è suddiviso nelle tre unità :(1) dall'atomo al legame;(2)dal legame chimico alle molecole della vita;(3) dalle macromolecole alla cellula.(Al primo anno i moduli sono : (1) dall'atomo alla cellula; 2) genetica e riproduzione; 3) teorie della evoluzione; ambiente e organismi ;mentre al secondo anno gli argomenti di geografia riguarderanno il cosmo, sistema solare pianeta terra, atmosfera, idrografia e cartografia)

Prerequisiti dell'unità

- Materia, grandezze e unità di misura (il concetto di materia, corpo, stato fisico, sostanza o stato chimico se è stato opportunamente approfondito avrà fornito le basi per comprendere la differenza tra stati di aggregazione e passaggi di stato della materia, e composizione strutturale della sostanza che compone la materia.
- classificazione fisica della materia: fase solida, liquida gassosa e passaggi di fase (liquefazione, vaporizzazione , sublimazione, condensazione, solidificazione, brinamento),
- classificazione chimica della materia: sostanza, sostanza pura, miscuglio omogeneo, eterogeneo,(la distinzione chimica e fisica della materia rappresenta quasi un assioma di base allo studio delle scienze e rappresenta il passaggio dalla conoscenza alla comprensione del fenomeno)
- l'atomo da Democrito a Rutherford e concetto di molecola;

(dalla scuola media la maggioranza degli studenti conosce la classificazione della materia, ha acquisito il concetto di unità elementare come l'atomo e la molecola , ha imparato a scrivere la formula chimica e sa recitare la legge di Lavoisier,

Obiettivi dell'unità

1. Conoscere la struttura e dimensioni dell'atomo
2. Comprendere il modello atomico di Bohr:
3. Conoscere livelli energetici, orbitali e le leggi che li descrivono e saper rappresentare la struttura elettronica completa di un atomo
4. Conoscere la tavola periodica e correlare la distribuzione degli elettroni con il sistema periodico: saper definire il concetto di elettrone di valenza e di valenza base
5. Conoscere e comprendere le proprietà periodiche degli elementi.
6. Conoscere i legami intramolecolari (covalente, ionico e dativo)
7. Conoscere i legami intermolecolari - differenza con gli intramolecolari e relazione tra proprietà fisiche e polarità di alcune molecole.
8. LABORATORIO : (1) Analisi alla fiamma : con obiettivi 1) saper spiegare l'effetto colore come emissione di particolari quanti di energia da elementi opportunamente eccitati alla fiamma e (2) saper individuare questi elementi analizzati
9. LABORATORIO osservare il comportamento di alcuni liquidi sottoposti a campo magnetico e studiare in modo sistematico la solubilità di diversi liquidi diversamente polarizzati.

Contenuti dell'unità

1. Introduzione alla chimica seguita da struttura dell'atomo, particelle subatomiche, numero atomico, massa atomica, peso atomico, isotopi (tempo = **1h**). (dopo una introduzione legata ai prerequisiti sarà necessario far capire che esiste una relazione tra particelle costituenti l'atomo e unità di misura numeriche e gravimetriche con l'individuazione delle caratteristiche dell'atomo e dell'isotopo costituente l'elemento: ciò risulterà introduttivo al concetto di classificazione degli atomi in una tabella a valori crescenti come la tavola periodica. Inoltre dal concetto di numero, massa atomica e peso atomico si potrà passare a quello di mole, settima grandezza del SI. Lo studente che capisce la struttura della materia viene preparato alla complessità del modello matematico in cui la nuova unità di misura sarà fondamentale successivamente nella definizione di forza di legame (Kcal/mol), di concentrazione delle sostanze in soluzione o coinvolte nella reazione chimica (masse solide, volumi di gas e di soluzioni, concentrazioni molari, molali, pH), di relazione con le proprietà dette "colligative" delle soluzioni nella quali le concentrazioni molari e molali svolgono un ruolo importante nella interpretazione del fenomeno dell'abbassamento crioscopico, innalzamento ebullioscopico e osmosi)
2. Modello e postulati di Bohr, teoria dei quanti (**1h**). : (per acquisire il concetto che atomo non è solo una unità di massa ma rappresenta anche una struttura che funziona secondo regole e leggi precise di stabilità energetica)
3. Orbitali: numero quantico principale, secondario, magnetico, e di spin, principi di Aufbau, Hund, Pauli (**4h**). (il traguardo potrà dirsi raggiunto dopo che alla lezione frontale saranno affiancati esercizi alla lavagna, compiti a casa, e una verifica di tipo formativo e ciò affinché l'allievo acquisisca abilità di immediatezza cognitiva nella individuazione della struttura atomica di un qualsiasi elemento e sappia affrontare senza dubbi il successivo obiettivo)
4. Tavola periodica: gruppi, periodi, concetto di valenza base come valore numerico degli elettroni nell'ultimo livello energetico (valore il più alto tra le diverse possibilità di scambio di elettroni di valenza) e definita dal gruppo specifico (**2h**). (dallo studio della configurazione più esterna degli atomi, si potrà capire il concetto di valenza come tendenza degli atomi a legarsi mettendo in comune elettroni per formare un legame molecolare stabile che avrà le caratteristiche del gas nobile che con 8 elettroni non presenta apparente reattività.. L'introduzione al concetto di ibridazione dell'atomo di C come evoluzione dell'orbitale potrà spiegare la straordinarietà di questo elemento, la sua reattività, la sua maggiore disponibilità a creare macromolecole)
5. Proprietà periodiche: raggio atomico, affinità elettronica, energia di prima ionizzazione, elettronegatività (**1h**). (capire che abbiamo seguito un non facile percorso attraverso lo studio dalla struttura elettronica completa dell'atomo e della configurazione elettronica più esterna per giustificare razionalmente e con un modello convincente il significato di periodicità delle proprietà chimiche di quel gruppo di elementi)
6. Legami intramolecolari: covalente, covalente polare, ionico, dativo, metallico (**2h**). (il significato di legame chimico è un punto di arrivo nella elaborazione dei prerequisiti necessari allo studio delle scienze : legami ionici sono indispensabili nello studio delle proprietà dei sali e dei cristalli mentre i covalenti sono propri di molecole fondamentali dall'acqua al DNA;
7. Legame intermolecolare : forze di Van der Waals, legame idrogeno (**1h**). (legami di tipo intermolecolare sono alla base di proprietà tra le più disparate della natura : dalla doppia elica del DNA alla possibilità dell'acqua di lavare, ionizzare molecole, possedere proprietà capillari, solidificare diminuendo di densità con possibilità del ghiaccio di galleggiare e di permettere la vita nella zona sottostante.....)

Unità 1 DALL'ATOMO AL LEGAME CHIMICO

L'argomento di chimica introduttivo alle scienze può avere valenza didattica molto importante in quanto l'insegnante si deve confrontare, nel caso specifico, con una scolaresca che, per quanto cognitivamente equilibrata, proviene da scuole diverse con abitudini diverse, ma soprattutto con abilità e competenze diverse.

La individuazione dei prerequisiti diventa estremamente importante sia che questi siano di natura motivazionale (le cosiddette variabili dipendenti dall'allievo che sono legate allo stato sociale, situazione familiare, comportamento), sia che rispondano a criteri di conoscenza specifica per la disciplina (variabili indipendenti dall'allievo ma modificabili e migliorabili dal contesto scolastico che comprende insegnante, scuola, clima scolastico e materiali ... la mancanza del libro di testo per motivi di banale ritardo a volte può essere determinante anche per un approccio motivazionale): in quest'ultimo caso si potranno prevedere test di ingresso e programmare una o più lezioni di recupero formativo curricolare fornendo consigli di metodo e mezzi didattici opportuni

I test iniziali hanno anche lo scopo anche di individuare i cosiddetti " misconcetti" (o conoscenza spontanea ingenua) sulla inesistenza del vuoto tra particelle elementari, sulla confusione tra sostanza pura e miscuglio omogeneo, su significato di reazione chimica come cambiamento di stato, su eguaglianza strutturale tra atomo e cellula e atomo e corpi celesti.

Alla definizione dei prerequisiti un aspetto importante è la comunicazione della programmazione didattica con una introduzione

Introduzione all'Unità

L'Unità didattica, attraverso lo studio sistematico della materia e dei possibili modelli atomici, propone un percorso per spiegare le proprietà chimiche degli elementi : dalla osservazione empirica delle proprietà " periodiche" della materia nell'ottocento si è passati in tempi recenti alla formulazione di ipotesi di relazione tra sostanze diverse e successivamente a teorie che legano indissolubilmente il concetto di materia con quello di energia Il legame chimico,

inteso come energia scambiata tra atomi per il raggiungimento dell'equilibrio, sarà l'obiettivo finale al quale dovremo puntare in questa unità, per comprendere la natura evolutiva sia della scienza inorganica (scienza della terra) che della biologia e biochimica (scienza della natura).

Questi concetti saranno espressi alla classe con la lettura del programma che per il primo anno si articola sinteticamente dall'infinitamente piccolo alla cellula, alla sua riproduzione, sino alle teorie evolutive, ambiente e viventi: l'operazione risulterà niente affatto formale se darà spazio alla discussione e al confronto

LEZIONE : *Atomo: struttura e dimensioni* (tempo = 1^h 30^m)

Obiettivi della lezione :

- 1) saper illustrare la struttura atomica legandola alla necessità di capire fenomeni naturali
- 2) saper individuare un elemento attraverso il suo numero atomico e comprendere la differenza con l'isotopo relativo
- 3) conoscere numero atomico, numero di massa, massa atomica e peso atomico medio e relativo, mole

• Come impostare il concetto di struttura atomica? (L'immagine dell'atomo come è stata proposta alle medie è più che sufficiente per continuare la lezione dialogata passando da Democrito (V sec. A.C.) a Dalton (XIX sec) e sottolineando un percorso di più di 2000 anni di storia che servirà a chiarire allo studente quanto meno che nelle scienze niente è dato per scontato ma tutto debba teorizzarsi e verificarsi)

Dalla osservazione che alcune sostanze davano elettrizzazione per strofinio, radioattività, conducibilità elettrica, deviazione della radiazione luminosa, fenomeni della capillarità, osmosi, trasformazione chimica, si ipotizzò e si dimostrò la presenza nell'atomo di particelle ancora più piccole e cariche, dette per questo subatomiche: protoni, elettroni e neutroni. (Sottolineare la relazione tra osservazione del fenomeno e l'ipotesi di modello atomico stimolerà una riflessione motivazionale nello studente)

Dunque esistono sostanze la cui unità strutturale è costituita da un nucleo centrale formato da protoni a carica elettrica positiva e neutroni a carica neutra e circondate da elettroni a carica negativa: tali sostanze sono dette elementi e differiscono tra loro proprio per il numero di queste particelle.

I protoni e neutroni, occupano un volume piccolissimo (rispetto al volume atomico) e si trovano al centro dell'atomo (nucleo). Protoni e neutroni sono trattenuti nel nucleo da una forza detta "forza nucleare forte che contrasta la repulsione tra cariche dello stesso segno". Gli elettroni si collocano attorno al nucleo in uno spazio che rappresenta il volume atomico, detta differentemente: nuvola, guscio, orbita, orbitale, strato, o livello.

Dunque,

A questo punto come impostare il concetto di misura e identità di un atomo?

Un atomo può essere identificato da 1)- numero atomico (Z) il numero di protoni, e quindi di elettroni, presenti in un atomo; 2)-numero di massa atomica (A); 3)massa atomica media (o relativa) in unità u.m.a.; 4) massa atomica media (o relativa) o peso atomico in grammi.; 5)Mole

1)NUMERO ATOMICO: Gli atomi di uno stesso elemento chimico saranno caratterizzati da uno stesso valore di numero atomico Z: dunque un atomo con un protone (ed un elettrone) si chiamerà idrogeno; un atomo con due protoni (e due elettroni) si chiamerà elio; con tre protoni, litio, e così via.

2)NUMERO DI MASSA : la somma del numero di protoni (Z) e di neutroni presenti nel nucleo. Alcuni atomi con lo stesso numero atomico hanno un numero di neutroni superiore: sono detti isotopi ("con lo stesso nome") e dunque avranno un numero di massa atomica superiore (esempi di isotopi dell'idrogeno (A=Z=1) sono: il deuterio (A=2) e il trizio (A=3);)

3)MASSA ATOMICA MEDIA (O RELATIVA) in uma: Si potrà a questo punto affinare il concetto di massa atomica come massa atomica media o relativa: massa degli elementi riferita alla massa atomica assoluta del protone (o neutrone) e ancor meglio riferita alla dodicesima parte della massa dell'atomo di carbonio-12 e chiamata uma (unità di massa atomica: 1uma = $g \cdot 1,6 \cdot 10^{-24}$). Dunque se 1/12 della massa dell'atomo di C è A=1, l'idrogeno come elemento presente in natura contenente anche isotopi in piccola % avrà A=1,008uma; l'elio avrà A=4,002uma; il litio avrà A=6,94uma, e così via. (il concetto non è facilmente acquisibile dallo studente che ha necessità di esempi semplici di tipo matematico legati alla media ponderale)

4) MASSA ATOMICA MEDIA (O RELATIVA) in g : Il concetto di massa atomica media può agevolmente adattarsi a quello di peso atomico immaginando di pesare una stessa quantità (detta numero di Avogadro = $6,023 \cdot 10^{23}$) di atomi di un qualsiasi elemento: il valore numerico in uma e grammi coinciderà in un valore unitario che sarà riportato sulla tavola periodica degli elementi (esempio: l'atomo di H ha massa A=1,008 uma mentre $6 \cdot 10^{23}$ atomi di idrogeno pesano 1,008 g; un atomo di C ha massa atomica A=12 uma mentre $6 \cdot 10^{23}$ atomi di C pesano 12 g (il concetto sarà sviluppato nella trattazione dei contenuti relativi all'obiettivo significato di mole e sua funzione).

(Lo studente trova aiuto in una mappa sintetica che costruisce con l'aiuto dell'insegnante e nella quale vi sono concetti come: atomo → protoni + neutroni = massa assoluta → elemento = somma di isotopi (= stesso atomo con massa diversa) → dunque massa media = massa media tra isotopi → ma la massa va messa in relazione a un valore di riferimento (1/12 della massa del C) → massa media tra isotopi e relativa al C = valore in uma x 1 atomo → valore in g per $6,023$ atomi)

5)MOLE : settima grandezza del SI: è definita per quell'elemento come la quantità in g riferita alla sua massa o peso molecolare (dunque 1 mole di H corrisponderà a 1,008 g; 2 moli a $1,008 \times 2 = 2,016$; 3 moli a $1,008 \times 3 = \dots$) (Lo studente attraverso dunque lo studio della struttura della materia viene preparato alla complessità del modello matematico/stechiometrico in cui la mole come nuova grandezza sarà fondamentale successivamente nella definizione

di forza di legame (Kcal/mol), di concentrazione delle sostanze in soluzione o coinvolte nella reazione chimica (masse solide, volumi di gas e di soluzioni, concentrazioni molari, molali, pH), di relazione con le proprietà dette "colligative" delle soluzioni nella quali le concentrazioni molari e molali svolgono un ruolo importante nella interpretazione del fenomeno dell'abbassamento crioscopico, innalzamento ebullioscopico e osmosi)

Modello e postulati di Bohr, teoria dei quanti

Il modello "planetario" dell'atomo elaborato da Rutherford (sin qui adattabile a concetti di nucleo, orbita, numero atomico, massa atomica, peso atomico e concetto di isotopo) non riesce a soddisfare un dato teorico importante: un elettrone caricato negativamente che ruota attorno al nucleo, in quanto carica accelerata, deve necessariamente irraggiare, perdendo energia e finendo per cadere sul nucleo.

Bohr studiando l'atomo di idrogeno sia nella fase eccitata da energia ed emettente uno spettro luminoso, sia nella fase di stato detto "stazionario" cioè in condizioni normali, ipotizza un nuovo modello che risponde ai seguenti postulati:

- l'elettrone percorre orbite privilegiate dette stati stazionari;
- ad ogni stato stazionario competono livelli energetici. Generalmente l'elettrone si trova nello stato stazionario più vicino al nucleo (energia inferiore); se eccitato si porta in stati ad energia superiore;
- il passaggio da uno stato all'altro avviene per emissione o assorbimento di quanti di energia: se l'atomo viene irraggiato con quanti dell'energia opportuna l'elettrone salta ad un livello ad energia superiore (stato eccitato). Dopo un tempo estremamente breve l'elettrone ritorna allo stato precedente restituendo energia sotto forma di quanti di luce a frequenza ν determinata, secondo la relazione $E=h\nu$ (dove h è la costante di Planck).

Quali ipotesi e conseguenze da una simile evoluzione del modello atomico?

Se l'elettrone può migrare a livelli diversi con scambio di energia, è possibile immaginare che, fornendo l'energia opportuna (energia di ionizzazione), esso si possa allontanare indefinitamente dall'atomo, che quindi si caricherà positivamente. E' pure possibile ipotizzare il fenomeno contrario detto di affinità elettronica. In un modo o nell'altro, l'atomo così caricato si definisce ione e l'ipotesi della sua formazione coincide con quella di Bohr.

La misura sperimentale dell'energia di ionizzazione E_i ha consentito di rilevare che essa non varia uniformemente ma procede per quanti. Inoltre alcuni elettroni hanno E_i abbastanza simili mentre altri possiedono valori di E_i inaspettatamente più alti senza valore intermedio. Ciò rafforza l'ipotesi di Bohr riguardo ai livelli energetici diversi dell'elettrone costretto in determinati stati stazionari. In laboratorio l'analisi del colore alla fiamma degli elementi più significativi potrà essere spiegata con il terzo postulato di Bohr.

Orbitali: numero quantico principale, secondario, magnetico, e di spin. Principi di Aufbau, Hund, Pauli

Le conseguenze delle misure sperimentali dell'energia di ionizzazione indicano livelli energetici nettamente separati tra loro, e all'interno di questi altri sottolivelli con salto energetico meno accentuato. Ogni livello energetico è caratterizzato da uno spazio detto orbitale e definito come il volume attorno al nucleo in cui vi è la possibilità del 90% di trovare l'elettrone.

Ogni orbitale è poi caratterizzato da una certa dimensione, forma e orientamento spaziale, dunque si definirà:

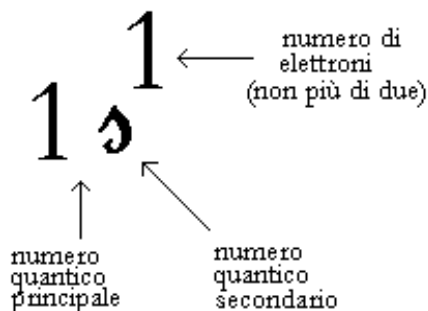
Numero quantico principale n : numero il cui valore da 1 a 7 rappresenta i livelli energetici presenti nell'atomo. L'energia dei vari livelli aumenta allontanandosi dal nucleo, quindi all'aumentare di n .

Numero quantico secondario l : e' correlato alla forma dell'orbitale, comunemente classificabile in forma a sfera, a otto, a fiore, e più complesse, ed identificabile con le lettere s, p, d, f.

Numero quantico magnetico m e di spin: indicano genericamente l'orientamento nello spazio dell'orbitale e il senso di rotazione dell'elettrone attorno al proprio asse. Un orbitale s per la sua forma sferica avrà una disposizione spaziale e un orientamento unico; un orbitale p avendo forma ad otto potrà orientarsi lungo gli assi x, y, z dello spazio e quindi avrà tre posizioni; un orbitale d per la sua particolare forma avrà 5 orientamenti spaziali; un orbitale f ne avrà 7.

Ogni elemento dunque contiene nei propri atomi un determinato numero di elettroni che si distribuiscono in orbitali sostanzialmente ben definiti e che risponderanno a regole d'ordine così precisabili:

- principio dell'Aufbau: gli elettroni occupano gli orbitali ad energia crescente;
- principio di esclusione dei Pauli: un orbitale si completa con due elettroni;



- principio di Hund: gli orbitali degeneri (ad es. i 3 orbitali p) vengono occupati dapprima da elettroni singoli; quando non vi sia più alcun orbitale vuoto, gli elettroni accettano di "accoppiarsi".

La notazione proposta per definire l'orbitale sarà:

Assemblando quanto detto su livelli, dimensioni, forme, orientamento, e simbologia, possiamo ora immaginare di costruire uno schema indicativo su come si disporranno tutti questi orbitali in un generico atomo.

1s					
2s	2p	2p	2p		
3s	3p	3p	3p	3d	3d
4s	4p	4p	4p	4d	4d
5s	5p	5p	5p	5d	5d
6s	6p	6p	6p	6d	6d
7s	7p	7p	7p		

Evitando di esplicitare la molteplicità dei livelli, dovuta ai $2l+1$ valori del numero quantico magnetico, lo schema riportato sopra si semplifica:



Da questa tabella con un semplice artificio grafico (regola delle diagonali) si può definire la sequenza di tutti gli orbitali ordinati per energia crescente:
 $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^{10} 4p^6 5s^2$, ecc.

Alcuni esempi: l'idrogeno ($Z=1$) avrà la configurazione elettronica $1s^1$, mentre per l'elio ($Z=2$) sarà $1s^2$, per il litio ($Z=3$) sarà $1s^2 2s^1$..., il carbonio ($Z=6$) avrà $1s^2 2s^2 2p^2$..., il neon ($Z=10$) avrà $1s^2 2s^2 2p^6$.

Una serie di esempi ed esercizi dimostrerà alcuni aspetti di un problema che sarà approfondito nelle successive lezioni, e cioè: l'ultimo livello tende a completarsi con otto elettroni. In alcuni casi vi è completamento parziale sia dell'ultimo che del penultimo livello (ad esempio il Fe: $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^6 4s^2$, in cui gli ultimi due elettroni, anziché completare il $3d^6$ a $3d^8$, occupano il $4s^2$).

Possiamo comunque ora descrivere la configurazione elettronica di tutti gli elementi chimici e da questa prevedere proprietà, eccezioni, periodicità nei comportamenti reattivi, e confrontare il modello proposto con quanto l'esperienza ha stabilito empiricamente nella tavola periodica degli elementi di Mendeleev.

Tavola periodica

Sotto-obiettivi:

- Riconoscere le regole di periodicità nella valenza degli elementi;
- Verificare l'andamento periodico di alcune proprietà chimiche e fisiche degli elementi;
- Riconoscere i criteri che presidono alla collocazione degli elementi nella tavola periodica.

Al chimico russo D. Mendeleev si riconosce la paternità del sistema periodico degli elementi. Mendeleev, per ordinare in modo sistematico gli elementi fino ad allora conosciuti, considerò la loro valenza massima e la incrociò con la massa atomica. Avendo introdotto il concetto di valenza è opportuno specificarlo. Il comportamento chimico di un elemento, ai fini della sua trasformazione a composto, è strettamente correlato al numero di atomi di esso impegnati nei vari composti. Ciò costituisce una caratteristica costante per ciascun elemento e può essere intesa come sua capacità di combinazione o valenza.

Prendendo come riferimento l'atomo di idrogeno, al quale si attribuisce valenza unitaria, scaturì la prima definizione di valenza come numero di atomi di idrogeno che si combinano con un atomo dell'elemento preso in considerazione. Poiché non tutti gli elementi hanno la capacità di combinarsi direttamente con l'idrogeno, e quelli che lo fanno non vanno oltre la valenza 4, se si considerasse come unico criterio di riconoscimento della valenza degli elementi quello in riferimento alla valenza 1 dell'idrogeno, tale possibilità sarebbe limitata a pochi casi. Si passò quindi ad una seconda definizione di valenza: "la valenza di un elemento è pari al numero di atomi di idrogeno che l'atomo di quell'elemento può sostituire".

Durante l'evoluzione storica del concetto di valenza, esso assumeva una definizione sempre più strettamente legata al comportamento elettronico esterno dei singoli elementi in riferimento a quello dei gas nobili. Si è arrivati quindi a questa definizione: per valenza base -o principale- si intende il numero massimo di elettroni esterni che un elemento può condividere con un altro elemento per formare un composto. Mentre si definisce valenza effettiva il numero di elettroni che un atomo cede, acquista o mette in compartecipazione con altri atomi quando forma composti chimici.

Una volta chiarito il concetto di valenza si può ritornare al primo modello di tavola periodica. Nella tavola periodica proposta da Mendeleev si individuano i gruppi, le colonne verticali, che raggruppano elementi aventi forti analogie di comportamento, ed in particolare le stesse valenze principali; ed i periodi, le righe orizzontali, che presentano elementi le cui proprietà variano in modo graduale, simile per diversi periodi. Per poter rispettare le regole che si era dato, Mendeleev fu costretto a lasciare alcune caselle vuote nel suo sistema; il gruppo dei gas nobili, ad esempio, venne

aggiunto successivamente. La classificazione di Mendeleev ha avuto negli anni una sempre crescente conferma man mano che sono state investigate le diverse proprietà degli elementi.

Riassumendo si può dire che l'attuale tavola periodica degli elementi si basa sulla legge sperimentale della periodicità delle proprietà degli elementi, queste proprietà ricorrono infatti secondo una certa regolarità.

Nella tavola periodica moderna, detta a periodi lunghi, gli elementi sono collocati in base alla loro configurazione elettronica e suddivisi in gruppi (nei quali gli elementi mostrano la stessa configurazione elettronica esterna), e periodi (caratterizzati dallo stesso numero quantico principale n), come precedentemente descritto. Ciascun periodo termina con un gas nobile, elementi assai poco reattivi data la loro configurazione elettronica esterna s^2p^6 particolarmente stabile (ottetto). Essi sono infatti gas monoatomici. I periodi sono sette e corrispondono ai 7 livelli energetici.

I gruppi sono contrassegnati con la lettera A, a cui appartengono elementi con assetto elettronico normale, oppure con la lettera B, caratterizzati da elementi con assetto elettronico anomalo (elementi di transizione).

Il numero d'ordine dei gruppi A cresce progressivamente dall'I all'VIII, e corrisponde al numero massimo di elettroni presenti nel livello più esterno, elettroni che ogni elemento può impiegare nei legami chimici (elettroni di valenza).

Il numero d'ordine dei gruppi B è anomalo. Infatti gli elementi di transizione, oltre a uno o due elettroni esterni (s) possono impiegare nei legami chimici anche elettroni interni (d).

Raggio atomico e volume atomico

Le prime proprietà per le quali la regola della periodicità ha dimostrato la sua efficacia sono state il raggio atomico e il volume atomico. Il volume atomico di un elemento è il volume occupato da una mole di atomi di quell'elemento, mentre il raggio atomico rappresenta la distanza dell'elettrone più esterno dal nucleo. Entrambe queste grandezze diminuiscono progressivamente in ogni periodo all'aumentare di Z , e aumentano nei gruppi, dall'alto verso il basso.

La diminuzione del raggio atomico nei periodi è facile da giustificare: all'aumentare di Z il numero di protoni nel nucleo aumenta, e con esso la sua carica. La forza di attrazione protoni-elettroni di conseguenza aumenta. In tal modo le fasce elettroniche (livelli) si trovano più compresse verso il nucleo e quindi i loro raggi diminuiscono. Anche l'aumento del raggio atomico nei gruppi dall'alto verso il basso è facilmente intuibile: infatti aumenta progressivamente il numero dei livelli (n) e quindi la distanza dal nucleo.

Energia di ionizzazione

Un'altra proprietà periodica è l'energia di ionizzazione, ossia l'energia necessaria per strappare da un atomo allo stato gassoso l'elettrone più esterno: $A + E_i \rightarrow A^+ + e^-$. Confrontando i valori delle energie di prima ionizzazione si notano relazioni tra elementi dello stesso gruppo e dello stesso periodo. Nel primo caso si osserva che l'energia di prima ionizzazione subisce un decremento dall'alto verso il basso, dando chiara indicazione del fatto che l'energia da spendere per estrarre l'elettrone più esterno diminuisce. Se invece si considerano i periodi, si osserva un aumento, anche se altalenante, dell'energia di ionizzazione in funzione del numero atomico, e cioè della carica del nucleo. Man mano che il nucleo aumenta la sua carica positiva, l'attrazione esercitata sugli elettroni aumenta e pertanto diventa più difficile allontanarli. Il primo aspetto invece, la diminuzione dell'energia richiesta passando da atomi più semplici a più complessi, si può spiegare ammettendo che la distanza media alla quale gli elettroni esterni si vanno a collocare, cala passando da un periodo al successivo: tanto maggiore quanto più aumenta il numero atomico.

Affinità elettronica

Infine consideriamo l'affinità elettronica. Si definisce affinità elettronica l'energia liberata nel processo di acquisto di elettroni da parte di un atomo. Tale processo porta alla formazione di ioni negativi le cui dimensioni, raggio in particolare, sono maggiori di quelle dell'atomo da cui sono originati: $B + e^- \rightarrow B^- + \Delta E$.

In generale i metalli hanno bassa affinità elettronica mentre i non-metalli hanno alta affinità elettronica. Il suo andamento nella tavola periodica è analogo a quello dell'energia di ionizzazione: aumenta lungo il periodo da sinistra a destra e diminuisce lungo il gruppo dall'alto verso il basso, anch'essa inoltre ha un andamento periodico. Gli elementi che hanno un'elevata affinità elettronica sono spiccatamente elettronegativi, tendendo a catturare facilmente elettroni e a dare ioni negativi.

Poiché il concetto di elettronegatività è strettamente legato a quello di legame chimico, si preferisce affrontare questa proprietà più avanti.

I legami chimici: introduzione

Verso l'inizio del novecento, come conseguenza logica del modello atomico di Bohr e del modello a strati elettronici, vennero condotti i primi tentativi per interpretare la valenza in base alla struttura elettronica degli atomi.

Oggi sappiamo che gli atomi componenti le molecole sono avvinti l'uno all'altro da forze, genericamente chiamate legami; sappiamo inoltre che i protagonisti dei legami chimici sono gli elettroni di valenza, cioè gli elettroni del livello energetico esterno degli atomi che contraggono il legame.

Prima di analizzare la vera natura del legame chimico, occorre precisare che se esistessero unicamente legami posti dentro le molecole (legami intramolecolari), queste ultime sarebbero assolutamente indipendenti le une dalle altre, e libere di volarsene via, come accade nel caso dei gas molto rarefatti, cosicché la materia allo stato solido e liquido non potrebbero esistere.

Evidentemente, al di là dei legami intramolecolari devono esistere altri fra molecola e molecola: i legami intermolecolari.

A questo punto sorge la domanda: “perché si formano i legami chimici?”.

Osservazioni sperimentali hanno consentito di concludere che:

- Gli atomi tendono spontaneamente a legarsi.
- Il legame chimico si forma perché l'energia complessiva del sistema-molecola è inferiore a quella del sistema formato da atomi isolati. Ciò è in accordo con la fisica, secondo la quale ogni sistema tende spontaneamente a stabilizzarsi in uno stato a energia minima. Dunque, quando si forma un legame chimico si libera una certa quantità di energia; al contrario, se si vuole rompere un legame chimico è necessario spendere una certa quantità di energia. Queste energie sono uguali.
- Il legame chimico si forma poiché la forza di attrazione elettrostatica propria del nucleo di un dato atomo non si esercita solo sui propri elettroni, ma si estende anche agli elettroni più esterni degli atomi vicini.

In natura esistono, in condizioni normali, molecole biatomiche stabili di alcuni gas molto comuni: Cl_2 , H_2 , O_2 , ecc. Volendo rompere il legame chimico che tiene uniti i due atomi nelle rispettive molecole, occorre sempre fornire energia dall'esterno in misura diversa a seconda dei casi. Ne consegue che la rottura dei legami chimici non è un fenomeno spontaneo. Gli atomi liberi che derivano dalla rottura dei legami hanno un'esistenza estremamente breve; è sufficiente infatti che essi si urtino per vedere comparire immediatamente le rispettive molecole. Nella formazione spontanea delle molecole, a partire da atomi isolati, viene liberata energia.

Si può facilmente osservare che la quantità di energia liberata nella formazione del legame è la stessa richiesta per spezzarlo. La formazione dei legami chimici è un fenomeno spontaneo. L'energia di legame è la quantità di energia per mole necessaria a rompere un dato legame (allo stato gassoso).

Il legame covalente

Il legame covalente è quello di gran lunga più diffuso nei composti esistenti in natura. G. Lewis diede per primo un'interpretazione elettronica al legame covalente. Osservando il gruppo dei gas nobili e confrontando le loro proprietà chimiche con le loro strutture elettroniche, si avvide che, a parte l'elio il cui livello più esterno è composto da due elettroni, per tutti gli altri cinque gas il livello esterno presentava sempre otto elettroni, s^2p^6 .

Lewis attribuì la stabilità chimica di questi gas al loro otetto elettronico esterno e avanzò l'ipotesi che gli altri elementi, che non presentano questa configurazione elettronica esterna, tendano a realizzarla mettendo in compartecipazione elettroni fra loro.

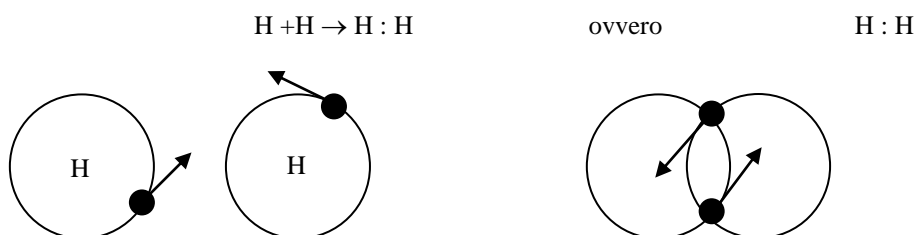
Il legame covalente nasce dalla condivisione, da parte di due atomi, di una o più coppie di elettroni di valenza. In tal modo, entrambi gli atomi realizzano l'ottetto di stabilità se tali elettroni vengono conteggiati per ciascuno degli atomi collegati.

Lewis rappresenta gli elettroni di valenza (quelli del livello esterno) con dei puntini posti attorno al simbolo dell'elemento, che in tal caso assume il significato di nucleo. A titolo di esempio:

Li Be B C N , ecc.

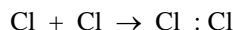
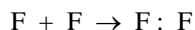
Le strutture di Lewis si scrivono di solito tenendo spaiati il maggior numero possibile di elettroni. Questo è possibile ipotizzando che gli atomi promuovano un elettrone da un orbitale s ad un orbitale p dello stesso livello energetico. La quantità di energia necessaria per la promozione dell'elettrone è piccola, perché la differenza di energia tra i due sottolivelli s e p di uno stesso livello non è molto alta. La maggior stabilità che si ottiene con la formazione dei legami compensa ampiamente la piccola quantità di energia spesa. La promozione avviene quando l'atomo ha vicino altri atomi con cui può formare legami. Così, ad esempio, l'atomo di carbonio isolato ha la configurazione elettronica del suo stato fondamentale $1s^2 2s^2 2p^2$; ma appena si presenta la possibilità di formare legami con altri atomi, un elettrone viene promosso dall'orbitale 2s al 2p, e la configurazione elettronica dell'atomo diventa: $1s^2 2s^1 2p^3$. L'atomo viene così ad avere 4 elettroni spaiati e può formare 4 legami covalenti, cosa che gli permette di raggiungere l'ottetto. Un esempio è la molecola di metano CH_4 : determinazioni sperimentali della sua struttura hanno evidenziato che i 4 legami C-H sono tutti uguali fra loro. Questo fa pensare che, al momento di formare i legami, gli orbitali dell'atomo di carbonio si trasformino in qualche modo, si rimescolino, acquistando tutti una forma uguale, che non è più né puramente di tipo s né puramente di tipo p. Questi orbitali vengono chiamati orbitali ibridi sp^3 , dove il simbolo sp^3 indica che si sono formati a partire da un orbitale di tipo s e 3 di tipo p. Quando vengono mescolati un orbitale s e 2 orbitali p l'ibridazione è di tipo sp^2 ; e infine, quando si mescolano un orbitale s con un orbitale p si ottiene un'ibridazione di tipo sp.

Ritornando alla descrizione del legame covalente, si può proporre come esempio immediato di condivisione di elettroni quello della molecola dell'idrogeno, H_2 :



I due elettroni condivisi dai due atomi, muovendosi contemporaneamente attorno al proprio nucleo e attorno a quello dell'atomo compagno, realizzano un legame stabile, infatti i due atomi di idrogeno in tal modo raggiungono la configurazione dell'elio (2 elettroni esterni)

Altri esempi vengono forniti dalle molecole degli alogeni (F₂, Cl₂, ecc.): in esse, secondo la teoria di Lewis, entrambe gli atomi realizzano l'ottetto di stabilità del gas nobile più vicino, condividendo una coppia di elettroni.



Come si vede, in questi casi la coppia di elettroni condivisi è una sola e dà luogo a un legame semplice. Non così accade per le molecole di O₂ e N₂ in cui si hanno rispettivamente due coppie e tre coppie di elettroni in comune tra i due atomi e si ha quindi la formazione rispettivamente di un legame doppio e di un legame triplo.

L'elettronegatività

Finora ci siamo limitati a studiare in qual modo due atomi possano accoppiarsi sfruttando le loro configurazioni elettroniche esterne per realizzare l'ottetto stabile dei gas nobili, ma non abbiamo pensato in alcun modo alle proprietà energetiche degli atomi, che indubbiamente hanno il loro peso quando un legame chimico si forma.

Pauling definì elettronegatività la capacità che un atomo possiede di attrarre verso di sé la coppia di elettroni di legame. L'elettronegatività varia da un minimo di 0.7 (Fr) a un massimo di 4 (F). L'utilità pratica di questa proprietà atomica deriva dal fatto che quando due atomi contraggono un legame apportano ciascuno la propria elettronegatività. Calcolarne la differenza (Δe) significa risalire alla vera natura del legame chimico formatosi.

L'elettronegatività cresce in ogni periodo da sinistra verso destra e in ogni gruppo dal basso verso l'alto. Ne segue che l'elettronegatività è una proprietà periodica.

Il legame covalente puro o omopolare: $\Delta e = 0$

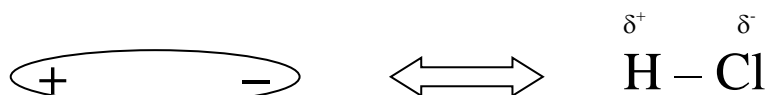
È il legame che si stabilisce tra due atomi uguali, cioè con le stesse caratteristiche energetiche e la stessa elettronegatività. Ad esempio: H—H, Cl—Cl, O=O, ecc.

Il legame covalente polare: $0 < \Delta e < 1.9$

Esaminiamo la molecola biatomica del cloruro di idrogeno gassoso: H Cl

In questo caso non è più possibile pensare alla coppia di elettroni di legame come ugualmente condivisa tra H e Cl. Infatti $\Delta e = 3 - 2.1 = 0.9$, che è un valore maggiore di 0 e minore di 1.9. L'elevata elettronegatività di Cl rispetto ad H ci induce a scrivere H → Cl, indicando in tal modo che la coppia di elettroni di legame è molto più addossata al cloro di quanto non lo sia all'idrogeno. Possiamo pensare che H in questo caso stia quasi per perdere il proprio elettrone, diventando quasi uno ione H⁺, e Cl stia quasi per strapparglielo, diventando quasi uno ione Cl⁻.

Questo tipo di legame determina una polarizzazione della molecola (un estremo caricato positivamente ed uno negativamente) che può essere pertanto assimilata ad un dipolo elettrico, che si rappresenta nel seguente modo:



Il legame ionico o eteropolare: $\Delta e > 1.9$

Quando la differenza di elettronegatività tra i due atomi che formano il legame è molto elevata, superiore a 1,9, si ha un vero e proprio trasferimento di elettroni dall'atomo meno elettronegativo a quello più elettronegativo con la conseguente formazione di un anione e di un catione. La forza di attrazione elettrostatica tra i due ioni di carica opposta è detta legame ionico.

Prendiamo come esempio il comune sale da cucina, il cloruro di sodio, che viene indicato con la formula grezza NaCl. L'atomo di sodio, che ha un solo elettrone nell'ultimo livello, ha una bassa energia di ionizzazione e cede, quindi, facilmente quest'ultimo elettrone ad un atomo di cloro, che ha un'elevata affinità elettronica. A seguito del trasferimento di elettroni, tutti e due gli atomi acquistano la configurazione elettronica stabile dei gas nobili vicini nel sistema periodico, diventano ioni e, avendo carica di segno opposto, si attraggono fortemente.

La formula ionica del cloruro di sodio può essere rappresentata in questo modo: Na⁺Cl⁻, essa indica la valenza 1 sia del sodio che del cloro (la valenza, nel caso del legame ionico, corrisponde al numero di elettroni ceduti o acquistati).

Conseguenza notevole del legame ionico è lo stabilirsi di forze attrattive elettrostatiche onnidirezionali e la costrizione degli ioni interessati in pacchetti piuttosto rigidi: i reticoli cristallini.

La formula ionica NaCl è una formula minima e rappresenta il rapporto numerico minimo fra gli ioni costituenti il reticolo cristallino. Nel reticolo cristallino del cloruro di sodio lo ione sodio si trova al centro di un ottaedro i cui vertici sono occupati da ioni Cl⁻: ogni ione Na⁺ è circondato da 6 ioni Cl⁻.

Legame dativo

Il legame dativo è un tipo particolare di legame covalente in cui i due elettroni condivisi dai due atomi provengono da uno dei due atomi (atomo donatore), mentre l'altro atomo è detto accettore. Viene indicato con una freccia.

Una volta concluso il discorso sui principali tipi di legami intramolecolari è suggeribile fare degli esercizi nei quali lo studente sia in grado di stabilire quali legami sono presenti nei diversi composti.

Legame metallico

I metalli sono degli ottimi conduttori di elettricità. Come si può giustificare questa importante proprietà? Per i metalli è necessario introdurre un tipo particolare di legame: il legame metallico. Una descrizione semplice e approssimativa del legame è la seguente: un pezzo di metallo è costituito da una struttura reticolare molto regolare di ioni metallici positivi, immersi in un "mare" costituito dall'insieme degli elettroni di valenza; questi ultimi sono delocalizzati e mobilissimi. Inoltre gli elettroni di valenza risentono delle sollecitazioni derivanti da un campo elettrico esterno: da qui nasce la conducibilità elettrica dei metalli. La lucentezza, altra proprietà tipica dei metalli, è determinata dal fatto che la luce, colpendo gli elettroni delocalizzati, ne provoca l'eccitazione: gli elettroni, avendo acquisito una certa quantità di energia, tendono ad abbandonare la sfera d'azione dei nuclei originari; una volta attratti dai propri o da altri nuclei presso i quali si trovano a passare, rientrano nei livelli energetici originari, riemettendo energia sotto forma di luce. Accanto a questa teoria ve ne è una nuova, più corretta dal punto di vista teorico, basata sulla teoria degli orbitali molecolari. Questa teoria spiega l'aggregazione degli atomi come una diretta conseguenza della redistribuzione degli elettroni negli orbitali molecolari; questi, nel complesso, hanno un contenuto energetico inferiore a quello degli orbitali atomici iniziali. Gli orbitali molecolari possono essere leganti o antileganti. Nel caso di una molecola semplice come quella dell'idrogeno, i due elettroni sono sistemati nell'unico orbitale legante, mentre quello antilegante rimane vuoto e molto lontano.

Quando si uniscono gli atomi di sodio, i vari orbitali dei molti atomi, che interagiscono fra loro, si sovrappongono parecchio per formare gli orbitali molecolari: come risultato finale si ottiene l'allargamento dei vari sottolivelli energetici e si formano le bande. La zona più esterna di una banda è detta zona di valenza. Nei metalli, la zona di valenza è piena all'incirca a metà. Qui gli elettroni possono muoversi agevolmente e la zona di valenza si comporta anche da zona di conducibilità. La facilità con cui gli elettroni passano dalla zona di valenza a quella di conducibilità è responsabile della buona conducibilità elettrica dei metalli.

Legami intermolecolari

Van der Waals nei primi decenni del 900 iniziò a studiare le forze di interazione tra le molecole e chiamò i corrispondenti legami "intermolecolari". I legami intermolecolari riguardano molecole discrete, ossia molecole che hanno un numero finito e determinato di atomi e sono caratterizzati da una forza nettamente inferiore rispetto a quella dei legami interatomici. I legami intermolecolari più importanti sono le forze di Van der Waals e il legame "a idrogeno". Le forze di Van der Waals si suddividono a loro volta in interazione fra dipoli istantanei e interazioni fra dipoli permanenti.

Le interazioni tra dipoli istantanei sono dette anche forze di London e sono delle forze di attrazione che si stabiliscono fra molecole neutre e non polari le quali, in un brevissimo istante di tempo diventano dipoli carichi elettricamente. Questo accade perché gli elettroni presenti in una molecola, muovendosi, in un certo istante, possono trovarsi spostati più verso un nucleo che verso l'altro. Questa situazione determina una asimmetria di carica nella molecola. Si forma un dipolo istantaneo. Questo dipolo determina polarità nelle molecole vicine favorendo così interazioni attrattive di tipo elettrostatico tra i dipoli istantanei. Queste forze sono molto deboli (circa 4 KJ/mole).

Le interazioni tra dipoli permanenti sono interazioni di tipo elettrostatico che si creano tra molecole polari.

Il legame "a idrogeno" si realizza quando nella molecola vi sono atomi di idrogeno legati ad atomi fortemente elettronegativi (F, O, N). Il legame fra l'idrogeno e l'elemento molto elettronegativo è altamente polare e l'atomo di idrogeno, molto piccolo, concentra in sé una elevata densità di carica positiva, capace di interagire fortemente con l'atomo elettronegativo di un'altra molecola. I legami a idrogeno sono piuttosto forti (20-40 KJ/mole) e sono utili per spiegare il comportamento di importanti sostanze, in particolare dell'acqua. Sono presenti, fra l'altro, in molecole di grandissimo interesse per la biologia. La struttura secondaria delle proteine e l'aggancio fra le due spirali del DNA sono resi possibili proprio dai legami idrogeno. Il legame a idrogeno è anche responsabile dell'elevato punto di ebollizione dell'acqua rispetto ad altri composti che hanno peso molecolare simile (il metano CH_4 , ha un punto di ebollizione di -161.5°C). Il legame a idrogeno ha un'altra importante caratteristica: gli atomi coinvolti devono essere sulla stessa linea. Quando l'acqua congela le molecole sono costrette a distanziarsi per formare la trama ordinata di legami ad idrogeno. Questo spiega la minore densità del ghiaccio rispetto all'acqua liquida. Il legame a idrogeno spiega la solubilità dello zucchero in acqua, anche se lo zucchero non è un composto ionico. L'elevata tensione superficiale dell'acqua è addebitabile al legame idrogeno, perché le molecole della superficie si trovano in una condizione privilegiata: sono attratte soltanto dalle molecole sottostanti e lateralmente. Il liquido quindi tende ad assumere la forma che gli consente di avere la minore area superficiale ossia la forma sferica. Per esempio se mettiamo un ago sopra una bacinella di acqua non affonda, ma se mettiamo nell'acqua tracce di sapone, si distrugge lo strato superficiale e l'ago affonda.

Metodologia

Le tipologie di intervento che saranno attuate sono le seguenti.

- Lezione frontale: per quei contenuti che si prestano a momenti di presentazione puramente descrittiva; si cercherà comunque di finalizzare l'argomento per fornire una motivazione all'attenzione e all'interesse.
- Lezione per problemi e lezione dialogata: si procederà in modo da tradurre una situazione in questione problematica da sottoporre alla classe, perché gli studenti contribuiscano attivamente alla sua soluzione.
- Attività di laboratorio: momento importante dell'attività didattica in quanto permette all'alunno di concretizzare, mediante esperienze, i concetti teorici.
- Costruzione di schemi riassuntivi.

Strumenti di lavoro

- Lavagna, lavagna luminosa.
- Libro di testo.
- Tabelle e grafici.
- Strumentazione informatica.
- Dispense autoprodotte complementari al libro di testo.

Strumenti di verifica

La verifica del processo di apprendimento sarà effettuata:

- **nel corso dell'attività didattica mediante verifiche formative e sommative orali per obiettivi e formative scritta con esercizi e domande aperte sui primi tre obiettivi (prerequisiti essenziali ai successivi)**
- **a scadenza prefissata, che potrà coincidere con il termine della U.D., si programmeranno prove di tipo sommativo scritte con domande che prevedono risposte aperte a trattazione sintetica, oppure potranno consistere in test oggettivi con quesiti del tipo vero o falso, a risposta singola o multipla o prove multicomposte**
- **dopo una esperienza di laboratorio, con relazione scritta su apposito prestampato che favorisca una competenza nella comunicazione dei dati legata a procedura fissa. (la discussione in classe ha concordato ad esempio che si debba indicare dopo il titolo, il materiale usato, la descrizione del dispositivo, il modo di operare, i risultati ottenuti e conclusioni ed osservazioni.**

Criteri di valutazione

La valutazione delle verifiche formative sarà in termini di grado di raggiungimento (positivo-accettabile-negativo) degli obiettivi prefissati. La valutazione delle verifiche sommative sarà quantificata in voti, secondo la scala numerica da 1 a 10. **Saranno sviluppati criteri oggettivi per esplicitare allo studente il valore del punteggio assegnato e il minimo di raggiungimento della sufficienza**. I criteri di valutazione utilizzati saranno comunque quelli stabiliti nel consiglio di classe.

Individuato il livello di sufficienza (raggiungimento di conoscenze di base dei contenuti) sarà poi possibile stabilire l'attivazione o meno delle attività di recupero.

Recupero

Dopo aver accertato le difficoltà di apprendimento di tipo motivazionale o le lacune emerse dalla correzione delle verifiche e aver valutato l'efficacia dell'approccio didattico, si procederà dividendo la classe in gruppi in base al livello di conoscenza raggiunto. Un primo gruppo comprende gli alunni che hanno evidenziato insufficiente impegno e motivazione allo studio e coloro che, nonostante l'impegno, mostrano difficoltà di apprendimento o carenze metodologiche nello studio e nell'organizzazione del proprio lavoro. Con questo tipo di alunni si procederà ad azioni di maggior stimolo e coinvolgimento e si intensificheranno i controlli sul grado di attenzione in classe. Inoltre verrà fatto un lavoro mirato a migliorare il metodo di studio, l'utilizzo del libro di testo e si concentreranno gli sforzi sugli obiettivi minimi in relazione ai contenuti fondamentali. Il resto della classe si dedicherà ad attività di approfondimento utilizzando eventualmente sussidi multimediali.