



Centro Stampa

ATTENZIONE QUESTI APPUNTI SONO OPERA DI STUDENTI , NON SONO STATI VISIONATI DAL DOCENTE. IL NOME DEL PROFESSORE, SERVE SOLO PER IDENTIFICARE IL CORSO.

N° 3530

**CHIMICA GENERALE INORGANICA
2011-2012**

DI BORGATTA ALBERTO

CHIMICA GENERALE

Bice Fubini
bice.fubini@unito.it

1. Introduzione

1.1 Cos'è la chimica

La chimica è quella scienza che si occupa delle proprietà e delle trasformazioni della materia. Essa presenta questa dualità, perché ci spiega da un lato le proprietà di ogni materiale, dato che essi hanno determinate caratteristiche, ma anche come poterlo usare per ottenere qualcosa di nuovo. Risponde quindi a vari "perché" sia di materie inanimate, sia di quella vivente. Ogni reazione chimica soggiace alle regole della chimica generale, dalla più complessa alla più elementare. Essa ci permette poi di modificare la materia, attraverso un percorso non immediato, ma complesso e strutturato in anche molti passaggi.

1.2 Le basi della chimica

1.2.1 Gli elementi

La chimica ha un unico alfabeto: gli elementi. Il sistema periodico degli elementi ci consente di approcciarci in maniera meno mnemonica, introducendo una logica di fondo con la tavola periodica.

1.2.2 La struttura spaziale delle molecole

Per conoscere la chimica e le proprietà delle molecole è fondamentale conoscere la struttura spaziale delle molecole. Da essa supponiamo infatti le formule e la struttura molecolare.

1.3 Breve storia della chimica

Vi sono varie tappe che hanno portato alla chimica come la concepiamo oggi.

In primis, la scoperta del fuoco. Il fuoco è una reazione di combustione, ed è quindi la combinazione dell'ossigeno atmosferico con una determinata materia. Normalmente le combustioni delle sostanze organiche, se avvengono con la totale disponibilità dell'ossigeno atmosferico, generano acqua e CO₂.

Nel Neolitico sono poi cominciati i processi metallurgici, che consentono di ricavare i metalli puri dai loro composti. In natura, infatti, troviamo ben pochi metalli puri (oro, argento, platino e pochi altri).

6000 anni fa, nella zona della Mezzaluna Fertile, si è cominciato a lavorare ceramica, vetro e tessuti. Vetro e ceramica sono combinazioni di sabbie ricche di silice con carbonati. Grazie alle reazioni esotermiche del fuoco, l'aumento della temperatura fonde questa sabbia con altri minerali e si arriva a questi risultati.

Al 3000 a. C. pare risalga invece la nascita di vino e birra, primi esempi di biotecnologia: reazioni chimiche operate da esseri viventi, cioè i batteri che permettono la fermentazione.

Greci e Arabi pongono poi problemi di tipo filosofico e di definizione sulla natura e sulla materia, come la teoria dei quattro elementi. È impressionante notare come, se la matematica greca rimane valida tuttora e la fisica si sviluppò, seppur lentamente, con costanza, la chimica rimase legata all'attività degli alchimisti, che limitavano però i loro studi alla ricerca della pietra filosofale. L'alchimia ha forgiato la chimica, ma rimane una forma di sapere da essa completamente slegata: infatti, nella chimica odierna rimane qualche eco dell'alchimia solo nella nomenclatura; l'ammoniaca, ad esempio prende nome, rifacendosi a studi alchemici, dal dio Ammone. Solo dal 1600, con Boyle, entriamo nella chimica moderna.

1.4 Materia ed energia

Possiamo definire che esistono materia ed energia. La materia è ciò che costituisce l'universo, mentre l'energia viene intesa come la capacità di compiere del lavoro. Fino al 1905, e cioè agli studi di Einstein, essi rimasero concetti distinti: vennero fusi nella relazione $\Delta E = \Delta m \cdot c^2$. Lo studio della chimica si basa su tre modelli:

- Il modello atomico della materia, cioè la materia costituita in tutto da atomi, particelle che un tempo si riteneva indivisibile.
- Il modello nucleare dell'atomo.
- L'approccio del legame chimico tra atomi, che può essere più o meno approfondito.

La chimica generale riguarda tutte le leggi che regolano le trasformazioni chimiche. La chimica inorganica, invece, riguarda le caratteristiche di tutti gli elementi.

2. La materia

2.1 Stati di aggregazione

La materia presenta tre stati di aggregazione: quello gassoso, che non ha forma né volume propri, quello liquido, che ha volume proprio ma non forma, e quello solido, che ha forma e volume propri. Quando noi abbiamo sostanze molecolari, le differenze tra uno stato e l'altro sono facili da descrivere: se abbiamo una sostanza aeriforme (il cloro -Cl-, per esempio), le molecole riempiono tutto lo spazio del contenitore espandendosi fino ai confini. Una sostanza liquida (come il bromo -Br-), invece, ha espansione limitata. Una solida (come lo iodio -I-), infine, ha una propria struttura ben definita e rimane rigida. Lo stato in temperatura ambiente di queste sostanze dipende dai legami intermolecolari, che sono più forti proporzionalmente alle dimensioni della molecola. A parità di temperatura l'agitazione termica è sufficiente a disperdere le molecole di Cloro. Nel caso del Bromo gli impedisce di diventare cristallino, ma è insufficiente perché ciò avvenga per lo Iodio. Noi abbiamo un passaggio da solido a liquido a gassoso aumentando la temperatura. Se invece aumento la pressione, comprimendo favorisco la fase più densa, e genero quindi il processo inverso. Ne consegue che, per definire un sistema chimico, temperatura e pressione siano elementi imprescindibili.

2.2 Sostanze pure e miscele

La materia può essere divisa in sostanze pure e miscele. Le sostanze pure hanno una composizione chimica determinata (l'acqua, H₂O, ad esempio, o l'anidride carbonica, CO₂), mentre le miscele hanno composizione variabile (come certe rocce, o l'acqua del mare, o ancora l'aria). Tra le sostanze pure abbiamo poi sostanze elementari, cioè sostanze costituite dallo stesso tipo di atomi (O₂, o il diamante, costituito da soli atomi di carbonio), e composti. Le miscele, invece, possono essere omogenee ed eterogenee. Nelle prime, si ha mescolamento fino a livello molecolare e i componenti rimangono indistinguibili (acqua e sale, acqua e zucchero...). Nelle seconde, invece, il mescolamento non è completo e distinguiamo i componenti. Noi possiamo ottenere sostanze pure dalle miscele con trasformazioni fisici. Servono invece trasformazioni chimiche per ottenere sostanze elementari dai composti. Sostanza elementare non equivale ad elemento, perché essa è quella sostanza che costituisce quel determinato elemento.

2.2.1 Fasi

Una sostanza pura può presentarsi come un sistema omogeneo (monofasico, ad esempio acqua liquida) o eterogeneo (polifasico, come acqua liquida insieme ad acqua solida). La natura chimica della sostanza, in questo caso l'acqua, non muta. Una fase è una parte di un sistema di composizione chimica determinata, con proprietà fisiche uniformi, separata da altre parti del sistema da superfici limite fisicamente definite.

2.2.2 Miscugli

I miscugli sono porzioni di materia contenenti più sostanze, e possono essere omogenei, con una sola fase, o eterogenei, con più fasi. Un miscuglio eterogeneo può essere fisicamente separato (calamita per dividere lo zolfo dal ferro). Se io mescolo dei gas ottengo sempre miscugli omogenei, e tutti i gas possono essere mescolati, grazie a un

fattore che è puramente fisico. Mescolare liquidi o ancor peggio solidi mette in gioco anche fattori chimici.

3.Atomi, molecole e particelle elementari

3.1 Particelle elementari

3.1.1 Protoni, neutroni, elettroni

Nell'atomo troviamo tre tipi di particelle subatomiche che definiamo elementari: esso è infatti costituito da un nucleo molto denso di protoni (+) e neutroni e da elettroni (-) che ruotano attorno a questo nucleo. Gli elettroni sono molto più piccoli di neutroni e protoni, ed il nucleo è molto più piccolo delle orbite: se l'orbita degli elettroni, infatti, racchiudesse un campo di calcio, il nucleo sarebbe il pallone al centro. La massa di un protone è $1,67262 \cdot 10^{-27}$ Kg. Quella di un neutrone è leggermente superiore: $1,67493 \cdot 10^{-27}$ Kg. A livello di carica, però, c'è una grande differenza: la carica in Coulomb del protone è $1,60218 \cdot 10^{-19}$, mentre quella del neutrone è nulla. La massa dell'elettrone è molto inferiore: $9,10939 \cdot 10^{-31}$ Kg. Se sommiamo la massa dell'elettrone e quella del protone otteniamo quella del neutrone. La carica dell'elettrone è identica a quella del protone, con segno opposto.

3.1.2 Numero atomico e numero di massa

Definiamo numero atomico (Z) la somma dei protoni di un dato atomo. Negli atomi neutri il numero di protoni equivale a quello degli elettroni. Poiché le proprietà chimiche dipendono dal numero di elettroni, a un dato valore di Z corrisponde uno e un solo elemento, indicato con un nome ed un simbolo (es. Z=11, Sodio, Na). Nella tavola, Z aumenta da sinistra verso destra. La somma del numero dei protoni e di quello dei neutroni, cioè le particelle pesanti dell'atomo, si chiama numero di massa (A). Gli atomi di un certo elemento sono caratterizzati in maniera compiuta da Z e A. C'è differenza, perché esistono atomi con A diversa e Z uguale: sono gli isotopi, e la variazione di A dipende dalla perdita di neutroni. Tra gli isotopi alcuni sono stabili, altri, perché radioattivi, tendono a modificarsi nel tempo per la loro instabilità. Spesso in natura gli elementi si presentano come isotopi. Ad esempio, se ho nell'ossigeno un 1% di isotopo 18, tutti i derivati manterranno questo rapporto.

3.1.3 Unità di massa atomica e carica dell'elettrone

Per convenzione, l'unità di massa atomica (u, o uma) è pari a 1/12 della massa atomica di ^{12}C , cioè l'isotopo del carbonio con A=12. Il valore di 1u è $1,6605 \cdot 10^{-27}$ Kg. Un protone ha massa 1,00728 u, un neutrone 1,00866 u e un elettrone 0,00055 u.

La carica, invece, viene considerata non più partendo dal Coulomb come unità di misura, ma dalla carica dell'elettrone (e): il protone ha carica di +1e, l'elettrone di -1e e il neutrone 0e.

3.2 Atomi, molecole e sostanze molecolari

3.2.1 Peso atomico, peso molecolare e peso formula

Per peso atomico (PA) si definisce la massa atomica relativa di un dato elemento, quindi il rapporto tra la massa atomica di un elemento e quella di un 1/12 della massa atomica di ^{12}C . Partendo dal PA andiamo anche a definire peso molecolare (PM) e peso formula (PF). Possiamo parlare di peso molecolare solo quando ci troviamo di fronte a una molecola. Esso è la massa atomica relativa di una data molecola. Il peso formula, invece, è la massa di un'unità base di una sostanza non molecolare.

3.2.2 Analisi qualitativa e quantitativa di una sostanza

Vi sono svariati modi per comprendere l'analisi qualitativa (quali atomi compongono la sostanza) e quantitativa (numero di atomi che compongono la sostanza) di una sostanza. Per questo possiamo esprimere per iscritto rapporti come H_2O , che significa che, in questo caso, la quantità di idrogeno nella molecola è doppia rispetto a quella dell'ossigeno. Esse sono formule minime. L'analisi di base, però, non ci dice esattamente com'è fatta la molecola: sebbene il rapporto sia paritetico, non esistono HO e CH_3 , ma H_2O_2 e C_2H_6 . Alcune, poi, possono non essere molecole: NaCl o CaF_2 , ad esempio, sono composti ionici, realizzati tramite l'attrazione tra atomi che cedono e atomi che ricevono elettroni. Essi non esistono come molecole, ma come aggregati. Talvolta vi sono poi legami chimici che si estendono all'infinito, come nel diamante, o nel quarzo, SiO_2 . Non tutta la materia, quindi, è sotto forma molecolare. Quando si tratta di peso atomico o molecolare, bisogna distinguere i casi, e quindi isolare la massa atomica o molecolare per poi esprimerla. H_2O sarà uguale a due volte il PA di H e una volta il PA di O. La massa molecolare, perciò, è la somma delle masse degli atomi che compongono la data molecola.

3.2.3 Il difetto di massa

Il peso atomico di un elemento è regolato dalla distribuzione isotopica dello stesso. La massa atomica relativa dev'essere infatti la media pesata rispetto ai vari isotopi e alla loro frequenza in natura. Se analizzo un elemento qualsiasi e vado a vedere sulla tavola periodica quanto sia la sua massa molecolare, notiamo che per tutti, eccetto il carbonio, troviamo un numero di peso atomico più basso del valore effettivo (ad esempio, l'ossigeno ha peso atomico 15,9994 e non 16). Questo perché, con la formazione degli elementi grazie a reazioni nucleari, parte della massa viene emessa per liberare energia. Esiste in natura un principio generale per cui risulta che, maggiore è la fetta di massa che va in energia, maggiore è la stabilità del nucleo in questione. Questo fenomeno prende il nome di difetto di massa. Il ferro, analizzando il rapporto tra l'energia spesa, e quindi il difetto di massa, e Z, risulta essere l'elemento col rapporto più alto, ed è quindi il più stabile. Vi sono elementi meno stabili del ferro perché più piccoli, e altri perché troppo grossi. I primi portano alla fusione nucleare, i secondi alla fissione.

3.3 Moli e quantità di materia

Dalle formule, dato il PM e il PF, possiamo calcolare la percentuale di un dato elemento in un dato composto, sia in unità atomiche, sia in peso. Dall'analisi qualitativa e quantitativa, quindi, possiamo arrivare a calcolare le formule.

3.3.1 La mole

Diviene necessario quindi introdurre un concetto basilare per la chimica: l'introduzione di un'unità di misura della quantità di materia. Questa grandezza prende il nome di Mole (mol). L'unità della quantità di materia dev'essere considerata in modo da avere quantità proporzionali. Si è deciso di chiamare mole la quantità di sostanza che contiene tante unità quanti atomi sono contenuti in 12g di ^{12}C . Di conseguenza, posso dire che, in 16g di O, come in 40 g di Ar, ne abbiamo la stessa quantità. Il numero degli atomi in una mole prende nome di numero o costante di Avogadro (N_A o N). Una mole di materia contiene $6,022 \cdot 10^{23}$ unità chimica elementari. Possiamo considerare una mole di molecole, di atomi o di elettroni, perché, concettualmente, con essa consideriamo semplicemente una certa quantità di base. La massa in grammi di una mole, cioè la massa molare, è numericamente uguale alla massa atomica della sostanza elementare o molecolare/formulare della sostanza composta espressa in *uma*. Ad esempio, se la massa formula del NaCl è 58,44, una mole di NaCl peserà 58,44 g, due moli 116,88 g, mezza mole 29,22 g.

Data una massa in grammi di una sostanza, dividendola per la massa molare otteniamo il numero di moli:

$$\text{massa (g)} / \text{massa molare (g/mol)} = \text{numero di moli (mol)}$$

Dal numero di moli di una certa sostanza otteniamo la sua massa:

$$\text{numero di moli (mol)} \cdot \text{massa molare (g/mol)} = \text{massa (g)}.$$

4. Reazioni chimiche

4.1 i principi di conservazione della massa e della materia

Le reazioni chimiche sono trasformazioni in cui alcune sostanze, i reagenti, generano sostanze diverse, chiamate prodotti. Bilanciare una reazione vuol dire enunciare il principio di conservazione della massa di Lavoisier: la massa dei reagenti deve corrispondere a quella dei prodotti. Per cui, tramite equazioni chimiche, se ho 2H_2 e O_2 otterrò, conoscendo le formule delle molecole, $2\text{H}_2\text{O}$. Per il principio di conservazione della materia, invece, le trasformazioni chimiche lasciamo invariati numero e tipo di atomi che facevano parte dei reagenti e che vengono a costituire i prodotti. Da queste leggi si ottiene il bilanciamento delle reazioni. Per la prima, in una reazione chimica la massa non può essere creata né distrutta: quindi, se scrivere H_2 equivale a esprimere 2 moli, cioè 2,02 g, così come F_2 (2 mol, 38 g), e allora 2HF peserà $2,02+38=40,02$ g, conoscendo le formule, il concetto di mole e il peso molecolare, posso bilanciare una reazione. Questa è la base dei calcoli stechiometrici: avendo la mole, siamo in grado di associare una massa a una data quantità di materia. In base alla formula ed al principio di conservazione della massa, invece, siamo in grado di bilanciare la reazione.

4.1.1 Bilanciamento di una reazione

Ho un problema che, ad esempio, mi chiede di capire quanto cloruro di magnesio ottengo con 60 g di $\text{Mg}(\text{OH})_2$ (58,33) e 140 g di 2HCl (72,92). Bisogna sempre guardare la quantità di quello inferiore: per cui, dei 140 g di 2HCl , solo 72,92 reagiranno, e otterremo al massimo 95 g.

4.2 Gas e soluzioni

4.2.1 Soluzioni molari

Vi sono alcune situazioni, però in cui la massa non è facile da determinare. È il caso dei gas e delle soluzioni. È utile, anche in questi casi, trovare un modo facile per conoscere le moli e la quantità di materia. Si considerano le soluzioni molari, cioè soluzioni in cui ho messo n moli in 1L di acqua (o un altro solvente). Se io metto una mole di NaCl ottengo una soluzione 1 molare di NaCl (1M). Le soluzioni molari consentono di derivare il numero di moli in un dato volume di soluzione. Ad esempio ho $\text{CaCO}_3+2\text{HCl}$ (soluzione molare)--> CO_2 (gas)+ CaCl_2 (soluzione)+ H_2O . Le domande possono essere molteplici: una mole di CaCO_3 avrà bisogno di 2L di soluzione molare di acido cloridrico per reagire del tutto. Quindi, se ho 100g di CaCO_3 (circa 1 mol), ho bisogno di 2L di soluzione molare di HCl . Per le leggi dei gas, invece, so che 1 mol di un gas in condizioni normali ($T= 0^\circ\text{C}$, $p= 1$ atm) occupa 22,4 L.

5. Trasformazioni chimiche e fisica dell'elettrone

5.1 Struttura dell'atomo

Gli elettroni influiscono in maniera forte sulla struttura dell'atomo: le trasformazioni chimiche, infatti sono generate da spostamenti o messa in comune di elettroni, e anche il legame chimico è correlato a variazioni di moto e di luogo degli elettroni. Essi si ridistribuiscono attorno ai nuclei degli atomi che concorrono nel legame. È quindi importante avere mezzi per studiare collocazione e moto degli elettroni attorno al nucleo. Parlando di elettroni, storicamente si è cominciato misurandone la carica. Successivamente si è scoperta la struttura dell'atomo, grazie all'esperimento di Rutherford, il quale trovò il modo di bombardare con particelle α (particelle cariche positivamente con una certa massa) una lamina d'oro e notò che alcune particelle tornavano indietro, mentre altre subivano deviazioni, e altre ancora arrivavano perpendicolarmente a uno schermo posto dietro la lamina. La materia, quindi, è fatta da massa condensata nei nuclei attorniata da una nube di elettroni. Se le particelle si avvicinavano al nucleo subivano l'interazione con cariche uguali e si respingevano, deviando la loro traiettoria. Se invece si scontravano con esse venivano respinte, invertendo la loro direzione. Quelle che non interagivano coi nuclei positivi, infine, attraversavano la lamina senza problemi.

5.2 Onde elettromagnetiche

5.2.1 Le onde e le loro caratteristiche

Quando noi abbiamo un'onda la possiamo dividere in cresta ed avvallamento. È utile conoscere la distanza tra le creste, la lunghezza d'onda (λ). La frequenza (ν), è invece il numero di creste che si producono in un punto in un'unità di tempo. Si misura in hertz (Hz). Le onde elettromagnetiche sono onde caratterizzate da una lunghezza d'onda, da una frequenza e da una velocità, prodotto di lunghezza e frequenza d'onda. Per quanto riguarda la radiazione elettromagnetica, il prodotto di frequenza e la lunghezza d'onda vale la costante $c=3,0 \cdot 10^8$ m/s (velocità della luce). Lunghezza e frequenza d'onda sono inversamente proporzionali.

Vi sono due fenomeni cui danno luogo le onde: quando si incontrano, se sono in fase si sommano, mentre se sono fuori fase si annullano, fino alla totalità.

5.2.2 Il fenomeno di diffrazione

La diffrazione è un fenomeno tipico delle onde: se la luce incide su una piastra con due fori, dai due fori vedremo allargarsi in cerchio la luce. Se i due cerchi si sovrappongono, in alcuni punti si intersecano, in altri si annullano. Avviene lo stesso gettando due sassi in uno stagno: laddove i cerchi si incontrano, in alcuni punti si annullano, in altri si sommano. La distanza dal punto centrale è quello che si definisce pattern di diffrazione.

5.2.3 Lo spettro delle onde elettromagnetiche

Le onde elettromagnetiche sono oscillazioni perpendicolari del campo elettrico e di quello magnetico, che si propagano nello spazio. Definite lunghezza d'onda e ampiezza possiamo conoscere anche la loro frequenza dell'onda. Ve ne sono di numerose tipologie: in ordine decrescente di lunghezza d'onda e crescente di frequenza abbiamo onde radio,

microonde, poi la zona dell'infrarosso, lo spettro del visibile, l'ultravioletto, i raggi X e i raggi γ . A seconda di frequenza e lunghezza d'onda possiamo avere onde nocive e pericolose (come i raggi γ) o onde sicuramente meno pericolose (come le onde radio). Se facciamo invece passare la luce attraverso un prisma trasparente, essa si scompone nei colori dell'arcobaleno: questi colori appartengono allo spettro del visibile, in quanto vengono captati dal nostro occhio. Vi sono animali che colgono più radiazioni, così come altri hanno uno spettro del visibile meno ampio. La λ del visibile varia tra 4000 e 7000 Å.

5.2.4 Fenomeni alla base dello studio degli elettroni

I fenomeni che stanno alla base dello studio degli elettroni sono principalmente i seguenti: gli spettri di emissione dei solidi, quelli di emissione e assorbimento degli atomi, l'effetto fotoelettrico e le reazioni fotochimiche, cioè le interazioni tra radiazioni e materia.

Quando un solido viene scaldato ad alte temperature, esso diventa incandescente, ed emana quindi una radiazione. Anche per questa radiazione possiamo definire uno spettro: essi sono spettri continui, che hanno cioè tutti i valori possibili per visibile, infrarosso e parte dell'ultravioletto. Se, ad esempio, prendo un metallo scaldato al rosso, ponendo in ascissa la lunghezza d'onda e in ordinata l'intensità con cui l'onda appare, abbiamo nel visibile uno spettro completo, ed alcune radiazioni, in questo caso quelle del rosso, maggiormente presenti. Nel ferro, ad esempio, abbiamo un massimo proprio nell'infrarosso. Una lampadina con filamento di tungsteno, invece, ha una curva analoga ma collocata diversamente, con differente massimo d'intensità. La luce del sole è ancor più spostata verso l'ultravioletto. In conclusione, aumentando la temperatura, aumenta la frequenza del massimo, per cui, quando scaldiamo un solido, otteniamo uno spettro continuo, che ha tutte le frequenze in un dato intervallo e che vede dei massimi tanto più elevata è la temperatura a cui il solido è stato portato. Per produrre molte radiazioni nel violetto serve più energia che per produrne molte nel rosso. Gli atomi eccitati emettono luci differenti a seconda dell'elemento: questi colori sono determinati da particolari radiazioni elettromagnetiche con una data frequenza.

Se io fornisco energia a un atomo, invece, parliamo di spettri degli atomi. Se fornisco energia a un atomo di idrogeno non ho uno spettro continuo, ma semplicemente l'emissione di radiazioni a determinate frequenze, che si esprimono come righe spettrale discrete. L'atomo eccitato emette infatti frequenze luminose speciali, tipiche di ciascun elemento. Allo stesso modo, gli atomi assorbono le stesse frequenze che sono in grado di emettere (spettro di assorbimento). Gli atomi scaldati danno quindi due spettri a righe, quelli di emissione (frequenze che l'atomo può emettere) e quelli di assorbimento. Rydberg, osservando lo spettro a righe dell'idrogeno, notò che:

$$1/\lambda = R_h(1/n_1^2 - 1/n_2^2)$$

con n_1 e n_2 (numero di radiazioni) considerati numeri interi diversi da 0, e che quindi ogni atomo emette radiazioni diverse da qualunque altro. Abbiamo quindi evidenze che materia e forze elettromagnetiche interagiscono.

Vi sono poi reazioni che avvengono solo in presenza di radiazioni elettromagnetiche. Ad esempio, la fotosintesi clorofilliana consente ai vegetali di sintetizzare materia organica partendo dalla radiazione solare, e tutto quanto il nutrimento dei viventi sulla Terra si basa su questa reazione fotochimica. Sostanzialmente questa reazione consente di immagazzinare l'energia solare, quindi di prendere le reazioni elettromagnetiche per trasformarle in qualcosa di utile per le cellule.

L'effetto fotoelettrico è invece quel fenomeno per cui, se prendo una radiazione elettromagnetica e la faccio colpire un metallo, in determinati casi ciò può far uscire un elettrone. Gli elettroni sono emessi dal metallo irraggiato, ma solo al di sopra di una

frequenza critica detta frequenza di soglia. Si prenda ad esempio una luce monocromatica, cioè una radiazione con una sola lunghezza d'onda e una sola frequenza, facendole colpire un metallo, con frequenza crescente: a una data frequenza inizia il fenomeno e cominciano ad essere emessi degli elettroni. Se, alla frequenza di soglia, si aumenta la quantità di quella radiazione elettromagnetica con cui colpisco il metallo, allora vengono numericamente emessi più elettroni con una data energia e velocità. Se si aumenta invece la frequenza oltre la frequenza di soglia, gli elettroni vengono emessi con energia maggiore. Vi sono quindi due importanti relazioni, una tra onde elettromagnetiche e materia, l'altra tra frequenza ed energia: a maggior frequenza, corrisponde maggior energia. La frequenza di soglia dipende dal tipo di metallo considerato, ed è tanto più bassa negli ultimi elementi del primo gruppo quanto più alta negli ultimi metalli verso destra. Le celle fotovoltaiche si basano proprio su questo fenomeno, utilizzando solitamente il Cesio, elemento in fondo al primo gruppo.

5.2.5 Dalla fisica classica alla fisica quantistica

Tutti questi fenomeni, all'inizio del secolo scorso, non potevano essere spiegati dalla fisica classica: servivano nuovi concetti, che vennero introdotti dalla meccanica quantistica. Quando si arriva al mondo microscopico, infatti non esiste più continuità, e anche una radiazione apparentemente continua viaggia con pacchetti di energia proporzionali alla frequenza. Per la meccanica quantistica, quando una radiazione colpisce l'elettrone, esso viene emesso con una data energia $E=h\nu$, con h =costante di Planck. Si può quindi affermare che l'elettrone si trovi in un atomo sull'orbita di energia minore (e_0). Se gli fornisco energia, questo gli consente di fare un preciso salto che gli permette di arrivare a e_1 , il che vale a dire a una variazione di energia da e_0 a e_1 . Quando l'elettrone è al livello superiore, esso tende a tornare a e_0 , cedendo l'energia acquistata ed emettendo quindi una radiazione, con frequenza e lunghezza d'onda pari a quelle della radiazione acquistata. L'ipotesi di Planck consiste quindi nel dire che gli elettroni stanno solo a un livello di energia discreto, e passano dall'uno a un altro livello solo acquistando o cedendo radiazioni energetiche. Viene così introdotto il concetto di stato stazionario dell'elettrone, per il quale esso può non cadere nel nucleo, come vorrebbe la fisica classica, ma deve rimanere entro i livelli di energia.

Stando a questa teoria, la radiazione elettromagnetica può essere vista come qualcosa che possiede una data massa: abbiamo relazioni frutto degli studi di Planck (corpi riscaldati) e Einstein (effetto fotoelettrico) che consentono infatti di dare natura corpuscolare alla luce. Se Planck è giunto a $E=h\nu$ e Einstein a $E=mc^2$, allora

$$h\nu=mc^2$$

e quindi la massa del fotone è uguale a $h\nu/c^2$. Allo stesso modo, se abbiamo una massa, possiamo derivare la quantità di moto ($\text{massa fotone} \cdot c = h\nu/c \rightarrow \text{massa fotone} \cdot c = h/\lambda$). Bohr pensò, a partire da queste informazioni, di descrivere quindi un modello dell'atomo. E, dato che la spettroscopia evidenzia che gli elettroni si trovano in speciali livelli di energia e che l'eccitazione comporta assorbimento di energia, l'energia assorbita, di conseguenza, ha un valore legato ai livelli da cui parte a cui arriva pari a $h\nu$.

6. Modelli atomici e fisica quantistica

6.1 Il modello atomico di Bohr

Applicando la meccanica quantistica alle particelle atomiche siamo giunti a determinare che esse si muovono in determinati livelli energetici. Questo è fondamentale per giungere al modello atomico di Bohr, molto innovativo all'epoca in cui è stato teorizzato e semplice da comprendere per accedere alla meccanica quantistica, tanto da essere ancora attuale in alcuni concetti, sebbene superato in altri. In questo modello si teorizza che l'elettrone ruoti attorno al nucleo di carica Z muovendosi con moto planetari, e che l'interazione tra elettrone e nucleo sia di tipo elettrostatico, ma regolata dalla meccanica quantistica. Bisogna perciò introdurre l'ipotesi quantistica secondo la quale, arbitrariamente, l'elettrone ha un momento angolare multiplo del valore $h/2\pi$. Le ipotesi teorizzate dal modello di Bohr sono 3:

1. Per il moto dell'elettrone sono permessi stati stazionari su cui l'elettrone si muove con moto circolare uniforme.
2. Il momento angolare dell'elettrone ($m \cdot v \cdot r$) può assumere solo valori speciali multipli interi di $h/2\pi$ ($n = h/2\pi = 1, 2, 3, \dots$).
3. Passando da un'orbita più esterna a una più interna l'elettrone perde energia emettendo un fotone di frequenza $\Delta E = h\nu$, e viceversa.

Nel modello di Bohr, perciò, a ogni orbita corrisponde un dato livello energetico, e, per ogni valore di n , abbiamo il valore del raggio e dell'energia.

Quindi, se

$$m\omega^2 r = Ze^2/r^2$$

-----> uguaglianza dell'accelerazione centrifuga e dell'attrazione elettrostatica.

e

$$m\omega^2 r = n \cdot (h/2\pi)$$

-----> quantizzazione del momento angolare

allora

$$r = n^2 (h/2\pi)^2 / me^2 Z = n^2 a_0 / Z$$

con $a_0 = (h/2\pi)^2 / me^2 = 0,053 \text{ nm}$ (Raggio di Bohr)

Per questo il raggio delle orbite è direttamente proporzionale al quadrato di n , cioè il numero quantico, mentre l'energia sarà uguale alla costante $e^4 Z^2 m / 2 (h/2\pi)^2$, il tutto diviso per il numero quantico al quadrato.

Osservando il modello, allora, notiamo che, se tra $n=1$ e $n=2$ il salto di energia è molto alto, esso diminuisce progressivamente mano a mano che si tende a uscire dalla sfera di interazione. L'energia che va fornita a un elettrone per prenderlo da un atomo e farlo uscire da questa sfera prende nome di energia di ionizzazione, in quanto porta alla formazione di uno ione. Quando un elettrone, invece di rimanere nel livello $n=1$, sale a un livello energetico più elevato, esso tenderà a scendere nuovamente nel livello più basso che gli è permesso. Dato che a ogni salto energetico è associato un valore di frequenza che viene emessa, quando gli elettroni tornano su $n=1$ avremo un pacchetto di frequenze, che corrispondono alle energie.

Le frequenze che corrispondono a salti a $n=1$ cadono nell'ultravioletto, dove otteniamo righe che vengono chiamate righe di Lyman.