Chimica applicata all'ambiente e Tecnologia dei materiali
26 ottobre 2011 Pisa B 1,2 Prof. Sara Filippi

Il corso si occuperà di comprendere la natura dei diversi materiali, della loro struttura, proprietà e comportamenti in opera e delle tecnologie per la produzione e la messa in opera.

STRUTTURA / PROPRIETÀ / PRESTAZIONI
LAVORAZIONI /

Con struttura si intende quella intesa composta da atomi, molecole, cristalli e microstrutture. Le lavorazioni sono invece l'insieme dei processi atti a conferire una forma al materiale. Le prestazioni sono invece l'insieme delle proprietà termiche e meccaniche conferite al materiale mentre il comportamento in esercizio consiste nella evoluzione della variazione del materiale nel tempo come la degradabilità, la durabilità e la corrosione.

La teoria atomica e la costruzione della Tavola periodica degli elementi

1803 → J. Dalton fornisce le prove che ogni elemento chimico è composto da particelle dette atomi, essi non possono essere né creati né distrutti durante una reazione, gli atomi di uno stesso elemento hanno le medesime proprietà e i composti si formano quando gli atomi di diversi elementi...

1897 → J. J. Thomson determina, studiando i raggi catodici, la presenza di particelle elettricamente cariche, gli elettroni e ne ricava e definisce il rapporto fra la loro massa (g) e la loro carica.

$$\frac{\text{massa}}{\text{carica}} = 5{,}6857 \cdot 10^{-9}\ g \cdot C^{-1}$$

→ R. Millikan, dopo la scoperta del rapporto massa-carica ricava con un esperimento effettuato caricando minuscole gocce d'olio negativamente e irradiandole con raggi x e definisce la massa dell'elettrone

$m_e = 9{,}1 \cdot 10^{-28}\ g$

1908 → E. Rutherford con i suoi collaboratori H. Geiger e E. Marsden definiscono che la massa di un atomo è concentrata nel nucleo ipotizzando le particelle α e la loro struttura possano attraverso una lamina d'oro.

1932 → J. Chadwick dimostra l'esistenza dei neutroni, particelle che intorno del nucleo dell'atomo e che gli elettroni si trovano ad una certa distanza (raggio atomico = 10^{-8}) da degli orbitali

$m_n = 1{,}675 \cdot 10^{-24}$ $m_p = 1{,}673 \cdot 10^{-24}$

MASTER COPY
Tel. 388/9837745

→ Hn. Moseley sfruttò l'esperimento di Thomson per bombardare gli elementi con elettroni accelerati. Tali elementi emettono raggi X in numero proporzionale al numero di raggi stesso.

$$^{A}_{Z}X^{n}$$

n = carica
A = numero di massa = numero protoni + numero neutroni
Z = numero atomico = numero di protoni = numero di elettroni

STRUTTURA DELL'ATOMO
Modello di Thomson → Modello a panettone → tutto concentrato all'interno di un nucleo → ERRATO
Modello di Rutherford → l'atomo è composto da particelle subatomiche; nel nucleo sono contenuti neutroni e protoni mentre gli elettroni si trovano negli orbitali → CORRETTA.
IONI
Z = num. atomico = num prot. = num elettr. = ATOMO NEUTRO
Gli ioni sono atomi che acquistano o cedono elettroni, rispettivamente:
- ANIONI − = CEDONO
- CATIONI + = ACQUISTANO

Mendeleev → ordina la Tavola degli elementi elencandoli in base al loro num. Z.
TAVOLA PERIODICA
colonne → Gruppi e sono elementi con proprietà simili.
righe → Periodi e sono identificati da 1 a 7.
colonne 1-2-13-14-15-16-17-18 → ELEMENTI RAPPRESENTATIVI
colonne 3 - 12 → ELEMENTI DI TRANSIZIONE
la linea a zig zag suddivide i metalli da i non metalli.
METALLI → sono tutti solidi eccetto il mercurio. Proprietà fisiche: lucenti, malleabili, duttili, buoni conduttori termici e elettrici
NON METALLI → sono solidi o gassosi ad eccetto del bromo che è liquido
le caratt. metalliche aumentano → da sinistra verso destra
MASSE ATOMICHE
Attraverso lo spettrometro di massa (uso di uno strumento che genera ioni che vengono da un magnete deflessi a seconda della loro massa → SPETTROMETRO) posso determinare la massa di ATOMI e MOLECOLE

MOLECOLA = piccola parte di un composto che ne conserva inalterate le caratteristiche (legame fra atomi)
COMPOSTO = sostanza PURA composta dall'unione di più elementi
ELEMENTI = sostanze che si trovano in natura e che posso leggere sulla Tavola periodica

ISOTOPI

Attraverso la spettrometria di massa si è potuto scoprire gli isotopi, essi sono atomi di uno stesso elemento, per cui con stesso numero atomico, ma con diverso numero di massa quindi con un diverso numero di neutroni e diverso peso

Es: IDROGENO A=1 1p 1e 0n
DEUTERIO A=2 1p 1e 1n
TRIZIO A=3 1p 1e 2n

Si definisce invece ABBONDANZA RELATIVA la frazione del numero totale di atomi di un certo isotopo.

LA MASSA ATOMICA RELATIVA

Massa atomica relativa = peso atomico relativo = uma = U
Viene usata per creare numeri + semplici al posto della massa assoluta

$$1\,\text{Unità massa atomica} = \frac{\text{massa atomica atomo considerato}}{12} \rightarrow \text{ADIMENSIONALE}$$

12 → dodicesima parte della massa dell'isotopo del carbonio

$$\text{PESO ATOMICO X} = \frac{\text{massa atomica} \times \text{peso rispetto agli isotopi}}{\text{1 unità massa atomica (massa atomic. atomo/12)}}$$

Il carbonio naturale ha alcuni isotopi stabili, fra essi ci sono quelli detti CARBONIO 14, essi radioattivi, vengono utilizzati per determinare l'età di composti organici.

massa atomica relativa ≅ 1 ≅ numero di massa
↓
media aritmetica per massa singoli isotopi

Thomson → modello a panettone → X
Rutherford → modello planetario → X presentano errori grossolani

ATOMO DI BOHR

Bohr, applicando la teoria della quantizzazione dell'energia (nata per altri) studiata da M. Plank, fornisce un modello nuovo di atomo corretto, nel quale gli elettroni si muovono sulle orbite, più l'elettrone è distante dal nucleo più si muove liberamente perché è meno attratto dal nucleo stesso.

Gli scambi di energia, sia in assorbimento che in emissione, avvengono per quantità discrete, i QUANTI

l'energia di una radiazione è proporz. alla sua frequenza

$$E = h \cdot \nu$$

↓

costante di Planck $= 6{,}626 \cdot 10^{-34}$ J·s

↓

è un numero intero positivo, detto NUMERO QUANTICO PRINCIPALE

MASTER COPY

Tel. 388/9837745

Ogni atomo può passare dal suo stato fondamentale ($n=1$) ad uno stato eccitato ($n>1$), assorbendo energia, facendo così saltare gli elettroni da un orbitale interno ad uno più esterno. L'energia assorbita deve essere esattamente uguale alla differenza d'energia che vi è fra il livello energetico superiore e quello inferiore. Ogni elemento ha un suo spettro perciò la spettroscopia consente determinazioni sia qualitative che quantitative.

Per determinare un elemento si può inoltre utilizzare il "saggio di riconoscimento alla fiamma" infatti ogni elemento per ossidi ad ogni salto energetico una radiazione di un ben preciso colore.

Dualismo onda particella

Il modello atomico sebbé poi notevoli modifiche dal momento in cui venne introdotta la meccanica quantistica. Nel 1924 L. De Broglie ipotizzò che non solo l'energia ma anche la materia possedesse una natura duale, CORPUSCOLARE E ONDULATORIA.

Egli inoltre calcolò la lunghezza d'onda di ogni elemento:

$$\lambda_{DB} = \frac{h = \text{costante di Plank}}{\text{massa} \times \text{velocità}}$$

lunghezza d'onda

Principio di indeterminazione di Heisenberg

Heisenberg sostenne che mai si può definire una coppia - POSIZIONE - MOMENTO - perché le particelle, non essendo masse puntiformi, hanno una proprietà tipica delle onde.

L'equazione d'onda di Schrödinger

Schrödinger, per interpretazione probabilistica, scrive un'equazione che descrive il comportamento di un pacchetto d'onda. Tale eq. può essere scritta in coordinate cartesiane (x, y, z) e poi riscritta in coordinate polari assumendo il nucleo come centro del sistema di riferimento. Risolvendo le 3 equazioni ciò nasce a cui numero QUANTICO PRINCIPALE

I numeri quantici sono collegati fra loro e sono: n, l ed m. Tali numeri identificano l'ORBITALE ATOMICO, ovvero la regione spaziale nella quale l'elettrone ha una certa probabilità di trovarsi.

- Il numero n, detto numero quantico principale, è un numero intero e determina il livello dell'orbitale. È proporzionale alla dimensione dell'orbitale → + n è grande maggiore sarà la distanza dell'elettrone dal nucleo.

n=1 → idrogeno → è lo stato fondamentale, detto di MINIMA ENERGIA.

- Il numero quantico l, detto numero azimutale o numero quantico secondario è legato alla forma dell'orbitale e definisce i sottostrati cioè il numero dei sottolivelli nei quali si differenzia il livello di energia n

n	SIMBOLO SOTTOSTRATO
0	s
1	p
2	d
3	f
4	g

MASTER COPY
Tel. 388/9837745

- Il numero quantico m, detto numero quantico magnetico, indica l'orientamento nello spazio degli orbitali. Esso varia anche se gli orbitali sono isoenergetici.

m assume valori compresi tra $-l$ e $+l$

Venne in seguito scoperto un altro numero quantico, esso tenne conto del fatto che ogni elettrone può girare intorno al suo asse (=SPIN)

in senso orario → SPIN $= +\frac{1}{2}$

in senso antiorario → SPIN $= -\frac{1}{2}$

le proprietà chimiche dipendono dal modo in cui gli elettroni si dispongono nelle orbitali.

Principio d'esclusione di Pauli

L'Austriaco Pauli sostenne che in un atomo non possono esistere due elettroni che gli stessi numeri quantici. Ciò significa che in un orbitale possono stare al massimo 2 elettroni. Essi devono inoltre avere spin opposto. Questo modo di dire che gli elettroni sono quantici