MATERIA

- 3 stati di aggregazione: → SOLIDO
  → LIQUIDO
  → GASSOSO
- Composta da atomi → fatti da particelle subatomiche
- dipende da: - TIPO DI LEGAME
  - TIPO DI ATOMI
- proprietà: - FISICHE
  - CHIMICHE
- trasformazioni: - FISICHE (modificano lo stato di aggregazione)
  - CHIMICHE (modificano la composizione)
- Costituita da:

→ MISCUGLI: - ETEROGENEI
- OMOGENEI

→ SOSTANZE PURE: - ELEMENTI *
- COMPOSTI ■

* gli elementi comprendono: - METALLI
- NON METALLI
- SEMIMETALLI

* si presentano come: - SINGOLI ATOMI
- MOLECOLE BIATOMICHE
- COMPLESSI DI ATOMI legati da → legame metallico
  → legame covalente

■ i composti sono di tipo: - MOLECOLARE
- IONICO
- POLIMERICO

LEGGE DELLA CONSERVAZIONE DELLA MASSA o DI LAVOISIER

La massa totale dei prodotti deve essere uguale alla massa totale dei reagenti.

→ REAZIONE IRREVERSIBILE
⇄ REAZIONE REVERSIBILE

- legge vera e valida ma NON RIGOROSA → dalla teoria della relatività di Einstein la Δm c'è ma è piccolissima

LEGGE DELLA COMPOSIZIONE COSTANTE = la composizione di una qualunque sostanza è costante

PESO ATOMICO RELATIVO = quante volte un atomo pesa di più dell'atomo di riferimento (^{12}C)

PESO MOLECOLARE = somma dei pesi atomici degli atomi che compongono una molecola

PESO FORMULA = peso molecolare ma per i composti ionici

MOLE = quantità in g pari al PA o al PM a seconda di atomi o molecole

→ 1 mole contiene sempre lo stesso numero di atomi o molecole (NUMERO DI AVOGADRO $6,023 \cdot 10^{23}$)

master COPY

ATOMO struttura neutra

- 3 tipi di particelle subatomiche: – ELETTRONI
  – PROTONI
  – NEUTRONI
- NUMERO ATOMICO Z = n° protoni
- NUMERO DI MASSA A = n° protoni + n° neutroni
- ISOTOPI = stesso elemento con diverso A

■ Scoperta elettroni di Thompson → modello "a panettone"

■ Primo modello atomico "planetario" di Rutherford

↳ Per atomi con $Z \leq 20$ i nuclei più stabili sono quelli dove n° protoni = n° neutroni
↳ Per atomi con $Z > 20$, i nuclei più stabili sono quelli dove n° neutroni > n° protoni

■ Esperimenti con particelle radioattive che sono di 3 tipi:

– α = particelle con carica positiva ✳
– β = particelle con carica negativa ●
– γ = fotoni ad elevata energia

✳ EMISSIONE α = nuclei con eccesso di protoni

● EMISSIONE β = nuclei con eccesso di neutroni

■ Modello atomico di Bohr

↳ STATO STAZIONARIO (l'elettrone non perde energia)

↳ il valore del momento angolare deve essere un multiplo di $\frac{h}{2\pi}$

QUANTIZZAZIONE DEL MOMENTO ANGOLARE $m\theta r = n\frac{h}{2\pi}$

QUANTIZZAZIONE DEL RAGGIO DELL'ORBITA $r = n^2 \frac{h}{4\pi^2 m r^2}$

QUANTIZZAZIONE DELL'ENERGIA $E = -\frac{1}{n^2}\frac{2\pi^2 m r^4}{h^2}$

- STATO FONDAMENTALE = minore energia e quindi massima stabilità
- STATI ECCITATI = elevata energia e poca stabilità

1° POSTULATO DI BOHR

La condizione necessaria affinché un elettrone si trovi in uno stato stazionario è che il valore del momento angolare sia un multiplo di $h/2\pi$.

2° POSTULATO DI BOHR

Un atomo ha la possibilità di assorbire e successivamente emettere energia sotto forma di radiazione solo se la quota di energia è tale da permettere all'elettrone di saltare da uno stato stazionario all'altro.

LEGGE DI BOHR $\overline{\nu} = R\left(\frac{1}{n_1^2} - \frac{1}{n_2^2}\right)$

- SPETTROSCOPIO = spettro a righe, una serie di righe
  - ogni atomo ha un suo caratteristico spettro di emissione, costituito da una SERIE DI RIGHE
    - insieme di radiazioni emesse dagli atomi i cui elettroni partendo da s.o. con $n>1$, rientrano tutti nello stesso S. stazionario

- 3 serie principali di righe:

1. LYMON = e^- che partono da $n>1$ e rientrano in $n=1$
2. BOLMER = e^- $n>2$ $n=2$
3. PASCHEN = e^- $n>3$ $n=3$



- MULTIPLETTI = raggruppamento di righe in alcuni atomi pluri elettronici

=> Orbita ellittica di Summerfeld

ℓ numero quantico secondario, o angolare = definisce la forma dell'orbita $0 \leq \ell \leq n-1$

m numero quantico magnetico = definisce l'orientamento dell'orbita $-\ell \leq m \leq \ell$

$m_s = \pm \frac{1}{2}$ numero quantico di SPIN = definisce il senso di rotazione dell'elettrone

TEORIA ONDULATORIA, De Broglie

Privilegia la natura ondulatoria dell'elettrone visto come CARICA ELETTRICA NEGATIVA DELOCALIZZATA o DISTRIBUITA IN UN ONDA DI PROBABILITA'

$\psi_{n,\ell,m}$ = FUNZIONI D'ONDA, descrive uno stato elettronico (n energia, ℓ forma, m orientamento) degli ORBITALI

ψ^2 = DENSITA' DI PROBABILITA', determina la probabilità di trovare un elettrone nel punto di uno spazio di coordinate

$\ell=0$ orbitale S
$\ell=1$ orbitale P
$\ell=2$ orbitale d
$\ell=3$ orbitale f



ORBITALE S
- dipende dalla distanza dal nucleo
- SUPERFICIE LIMITE nella quale si ha quasi il 100% di probabilità di trovare un elettrone $r=0,0053$ u.
- simmetria sferica
- SUPERFICIE NODALE a $r=0,106$ u. dove la probabilità di trovare un elettrone è 0.

ORBITALE P
- dipende dalla distanza dal nucleo e dalla direzione
- ORBITALI DEGENERI = stesso contenuto di energia

- CONFIGURAZIONE ELETTRONICA -> stabilisce da quali orbitali sono formati gli atomi
  - -> PRINCIPIO DI ESCLUSIONE DI PAULI -> non ci possono essere 2 o più e^- con i numeri quantici =
  - -> REGOLA DI HUND -> bisogna occupare il maggior numero di orbitali degeneri

n \ ℓ	s	p	d	f
1	1s			
2	2s	2p		
3	3s	3p	3d	
4	4s	4p	4d	4f
5	5s	5p	5d	5f

DIAGRAMMA A FRECCE

TAVOLA PERIODICA

- ordinata secondo numero atomico crescente
- 118 elementi

GRUPPI: – 8 principali, in verticale
– gli elementi di un gruppo hanno la stessa configurazione elettronica esterna

↳ I = METALLI ALCALINI (H)

↳ II = METALLI ALCALINO-TERROSI

↳ VII = ALOGENI

↳ VIII = GAS NOBILI (He)

master COPY

PERIODI: – 7 principali, in orizzontale
– gli elettroni più esterni si trovano alla stessa distanza dal nucleo

- METALLI DI TRANSIZIONE → tra il II e III gruppo
- METALLI DI TRANSIZIONE INTERNA → 1° serie = SERIE DEI LANTANDI
  → 2° serie = SERIE DEGLI ATTINIDI
- SEMIMETALLI

BLOCCHI – S (I - II gruppo, orbitali s)
– p (dal III al VIII, orbitali p)
– d (metalli di transizione, orbitali d)
– f (metalli di transizione interne, orbitali f)

RAGGIO ATOMICO = $\frac{1}{2}$ distanza fra i nuclei di 2 atomi posti tra loro alla minima distanza

↳ da atomo neutro a ione ⇒ il raggio atomico diminuisce

↳ da ione a atomo neutro ⇒ R.A. aumenta

↳ verso il basso di un gruppo ⇒ R.A. si dilata

↳ verso destra in un periodo ⇒ R.A si contrae

ENERGIA DI IONIZZAZIONE I energia spesa per sottrarre un e^- da un atomo gassoso

↳ E in entrata è positiva, E in uscita è negativa

↳ i metalli alcalini hanno una I molto bassa, viceversa i gas nobili

– Nel gruppo, I diminuisce
– Nel periodo, I aumenta

AFFINITÀ ELETTRONICA E_A è l'energia in gioco nell'acquisto di un elettrone

↳ è energia che si libera, $E_A < 0$

↳ gli alogeni hanno valori negativi di E_A molto alti perché hanno un forte interesse ad acquisire un elettrone, viceversa i metalli alcalini

– Nel gruppo, E_A diminuisce
– Nel periodo, E_A aumenta

LEGAMI CHIMICI

Sono forze che tengono insieme atomi o gruppi di atomi che consentono la formazione di un sistema così stabile da poterne identificare l'esistenza.

- ENERGIA DI LEGAME = Energia spesa per rompere un legame, coincide anche con l'energia che si libera nella formazione di un legame [Kcal/mol, Kj/mol]

LEGAME COVALENTE

3 teorie:

1. **TEORIA DI LEWIS**: il legame covalente si basa sulla condivisione di 1 o più COPPIE DI LEGAME
2. **TEORIA DI VB**: l'energia potenziale aumenta mano a mano che due atomi si avvicinano fino alla formazione del legame ($H_2 = 0{,}07\,h$)
3. **TEORIA DEGLI ORBITALI MOLECOLARI**

- nasce per spiegare le molecole con un numero dispari di elettroni.
- quando si forma un legame covalente si verifica una combinazione di orbitali atomici volti a formare orbitali molecolari estesi alla molecola e gli e^- si vanno a sistemare negli orbitali molecolari e si trovano attratti da entrambi i nuclei.
- gli orbitali atomici devono avere lo stesso o equivalente contenuto di energia e devono essere compatibili simmetricamente per formare orb. molecolari
  ↳ si applica bene alle molecole biatomiche
- da 2 orbitali atomici si formano 2 orbitali molecolari:
  - di LEGAME = Contenuto energia più basso dell'originale
  - ANTILEGAME = alto

  → un O.M. di antilegame determina un'addensamento di carica negativa all'esterno provocando un'azione destabilizzante

  → un O.M. legante determina un'addensamento di carica negativa nella regione compresa tra i due nuclei ottenendo una stabilizzazione
- dalla combinazione di O.A. lungo L'ASSE CONGIUNGENTE i due nuclei si formano o.m. di tipo σ:
  - σ O.M. LEGANTE
  - σ^* O.M. ANTILEGANTE
- dalla combinazione di O.A. che avviene all'esterno o non lungo l'asse congiungente formano 2 orbitali molecolari di tipo π:
  - π O.M. di legame
  - π^* O.M. di antilegame

→ Se le ONDE associate agli e^- sono in FASE, si hanno O.M. di LEGAME (somma)
→ Se le ONDE sono invece in OPPOSIZIONE DI FASE, si formano O.M. di ANTILEGAME (sottrazione)

⚠ UNA MOLECOLA ESISTE ED È STABILE SOLO SE IL N. DEGLI e^- IN ORBITALI MOLECOLARI DI LEGAME È MAGGIORE DEL N° DI e^- IN UN ORBITALE MOLECOLARE DI ANTILEGAME

- ORDINE DI LEGAME = $\frac{1}{2}$ (n° e^- in o.m.l − n° e^- o.m.a.) → la molecola $\exists \Leftrightarrow O.L. > 0$

→ Molecole biatomiche omonucleari del II periodo:

Li_2, Be_2, B_2, C_2, N_2 $\quad \sigma_{1s} < \sigma^*_{1s} < \sigma_{2s} < \pi_{2py} = \pi_{2pz} < \sigma_{2px} < \pi^*_{2py} = \pi^*_{2pz} < \sigma^*_{2px}$

O_2, F_2, Ne_2 $\quad \sigma_{1s} < \sigma^*_{1s} < \sigma_{2s} < \sigma_{2px} < \pi_{2py} = \pi_{2pz} < \pi^*_{2py} = \pi^*_{2pz} < \sigma^*_{2px}$