Legge di Lavoisier [CONSERVAZIONE DELLA MASSA]

in una qualunque reazione chimica la massa dei prodotti deve essere uguale alla massa dei reagenti

- LA MASSA NON SI CREA NE SI DISTRUGGE

* Questa legge è valida ma NON RIGOROSA
  - $E = mc^2 \Rightarrow \Delta E = \Delta m c^2 \Rightarrow \Delta m = \Delta E / c^2$ e $\Delta E \neq 0 \Rightarrow \Delta m \neq 0$

Legge della Composizione Costante

La composizione di una certa sostanza chimica è sempre la stessa, indipendentemente da come è stata ottenuta

Peso Atomico

numero che indica quante volte un atomo pesa di più rispetto all'atomo di riferimento, che è $1/12$ $^{12}_{6}C$

Peso Molecolare (e Peso Formula)

è la somma dei pesi atomici di tutti gli atomi presenti nella molecola

Mole

1- rappresenta la quantità in grammi di sostanza pari al peso Atomico se parlo di atomi, pari al peso Molecolare se parlo di molecole

2- quantità di sostanza pari a $6,022 \cdot 10^{23}$ atomi o molecole
  - $u = 1,67 \cdot 10^{-24}\,g$ e $PM(H_2O) = 18 \rightarrow \frac{18\,g}{18(1,67 \cdot 10^{-24}\,g)} = 6,022 \cdot 10^{23} =$ NUMERO DI AVOGADRO

Struttura dell'Atomo

- forma sferica
- massa concentrata nel nucleo
- nucleo = protoni + neutroni
- carica $e^- = 1,6 \cdot 10^{-19}\,C$
- numero atomico = numero protoni ——— Z
- numero di massa = numero protoni + neutroni → A

$\left(\begin{smallmatrix} A \\ Z \end{smallmatrix} X\right)$

Ioni

sono atomi che hanno perso o acquistato delle cariche negative:

- si dice CATIONE un atomo che ha perso elettroni (X^+)
- si dice ANIONE un atomo che ha acquistato elettroni (X^-)

Isotopi

sono atomi dello stesso elemento che differiscono per numero di massa
  - ogni isotopo ha un'abbondanza relativa

master COPY cartoleria

Modello Atomico di Bohr

Partendo dal modello planetario di Rutherford, Bohr prese come riferimento l'atomo di idrogeno e affermò che tra tutti gli stati in cui l'elettrone si può trovare, ce ne sono alcuni detti STATI STAZIONARI in cui l'elettrone può ruotare intorno al nucleo senza perdere energia.

- I POSTULATO DI BOHR
  - Condizione necessaria per non perdere energia: $mvr = n\frac{h}{2\pi}$
    dove · mvr = momento angolare
    · h = costante di Planck
    · n = numero quantico principale $(1, 2, 3, \dots)$
  - Anche r deve essere "QUANTIZZATO": $r = n^2\left(\frac{h^2}{4\pi^2 me^2}\right)$
    con $\left(\frac{h^2}{4\pi^2 me^2}\right) = 0{,}053 \cdot 10^{-9}\,m$
    se $n=1 \Rightarrow$ STATO FONDAMENTALE, altrimenti STATO ECCITATO
  - Quantizzazione dell'Energia: $E = -\frac{1}{n^2}\left(\frac{2\pi^2 me^4}{h^2}\right)$
    con $\left(\frac{2\pi^2 me^4}{n^2}\right) = 2{,}18 \cdot 10^{-18}\,J$

- II POSTULATO DI BOHR
  Bohr afferma che l'atomo ha la possibilità di assorbire, e successivamente di emettere, Energia (sottoforma di radiazioni) solo se l'elettrone è in grado di saltare da uno stato stazionario ad uno stato avente un contenuto di energia maggiore [perché l'energia è quantizzata]
  - Calcolo della frequenza:
    $\nu = \frac{E_2 - E_1}{h}$ frequenza in Hz
    $\bar{\nu} = \frac{\nu}{c} = \frac{E_2 - E_1}{c \cdot h} = \left(\frac{2\pi^2 me^4}{c \cdot h^3}\right)\left(\frac{1}{n_1^2} - \frac{1}{n_2^2}\right) = R_H\left(\frac{1}{n_1^2} - \frac{1}{n_2^2}\right)$
    dove · c = velocità della luce
    · R_H = costante di Rydberg
    · $\bar{\nu}$ = frequenza in numeri d'onda
  - Legge di Bohr: $\bar{\nu} = R_H\left(\frac{1}{n_1^2} - \frac{1}{n_2^2}\right)$

Modifiche al Modello di Bohr

Sommerfeld afferma che le orbite degli elettroni sono ellittiche
- Numero quantico secondario l
  · indica la forma dell'orbita
  · assume valori tra $0 \leq l \leq n-1$

Dagli spettri di emissione si osservano sdoppiamenti di righe e si ipotizza la formazione di un campo magnetico
- Numero quantico magnetico m
  · definisce l'orientamento del campo
  · assume valori tra $-l \leq m \leq +l$

Viene ipotizzato che l'elettrone ruoti anche intorno al proprio asse
- Numero quantico di spin m_s
  · indica il segno della rotazione
  · può valere $+\frac{1}{2}$ oppure $-\frac{1}{2}$

master COPY

Principio di Indeterminazione di Heisenberg
dato un corpo di massa m che si muove a velocità v, non è possibile conoscere con esattezza contemporaneamente la posizione e la quantità di moto (quindi la velocità) di tale corpo

Ipotesi di De Broglie
per la materia, come per la luce, è possibile parlare di una duplice natura: natura Corpuscolare e natura Ondulatoria
- è possibile associare ad una particella di massa m con velocità v una lunghezza d'onda $\lambda = h/mv$

Equazione di Schrödinger
descrive il comportamento di un elettrone visto come onda
- Ψ funzioni d'onda [ORBITALI] che descrivono uno stato elettronico
- Ψ^2 densità di probabilità in un punto
- le funzioni sono definite da tre parametri $\Psi_{n,l,m}$
  - $l=0 \Rightarrow$ orbitale s $\Rightarrow$ simmetria sferica
  - $l=1 \Rightarrow$ orbitale p $\Rightarrow$ simmetria cilindrica // 3x degenere
  - $l=2 \Rightarrow$ orbitale d $\Rightarrow$ simmetria cilindrica // 5x degenere
  - $l=3 \Rightarrow$ orbitale f
- $\Psi^2 4\pi r$ densità di probabilità radiale (su raggio)
- SUPERFICIE NODALE $\Rightarrow$ superficie in cui, in ogni suo punto, è nulla la probabilità di trovare l'elettrone, cioè $\Psi^2 = 0$

Aufbau
cioè definire come sono sistemati gli elettroni di un atomo negli orbitali, ovvero fare la configurazione elettronica dell'atomo
- Principio di Esclusione di Pauli
  - non esistono due atomi con la stessa configurazione elettronica
- Regola di Hund
  - gli elettroni devono essere sistemati negli orbitali degeneri in modo da riempirne il massimo numero possibile
- Diagramma a frecce
  - indica l'ordine da seguire nella configurazione elettronica

Raggio Atomico
cioè metà della distanza misurata tra due nuclei di atomi dello stesso tipo che sono posti alla minima distanza

Energia di Ionizzazione E_I
quota di energia che deve essere spesa per strappare un elettrone ad un atomo neutro allo stato gassoso, per portarlo a distanza infinita

Affinità Elettronica Δe
energia che si libera come conseguenza dell'acquisto di un elettrone; misura la tendenza di un atomo ad acquistare un elettrone

Energia di Legame
energia necessaria per spezzare il legame (varia dal contesto) [media]

Elettronegatività
misura la tendenza di un atomo ad attirare verso di se gli elettroni di legame

Legame Covalente

basato sulla condivisione di elettroni

- Teoria di Lewis
  - ogni atomo raggiunge una configurazione più stabile
- Teoria Valence Bond
  - la distanza tra i due atomi in cui l'energia potenziale è minima definisce la lunghezza di legame
  - si assiste ad una parziale sovrapposizione di orbitali e quindi alla creazione di una zona ad elevata carica negativa
- Teoria degli Orbitali Molecolari
  - si creano Orbitali Molecolari appartenenti all'intera molecola
  - gli orbitali atomici devono avere contenuto di energia equivalente
  - si formano OM di legame e OM di antilegame
  - "Ordine di Legame" $= \frac{1}{2}(OM - OM^*) \geq 0$
  - Orbitali σ se si sviluppano lungo l'asse che unisce i nuclei, altrimenti π
  - ideale per molecole biatomiche omonucleari del II Periodo

Legame Covalente Omeopolare

si instaura tra due atomi dello stesso tipo

- la carica elettrica è perfettamente condivisa dagli atomi (APOLARE)

Legame Covalente Eteropolare

si instaura tra atomi di diverso tipo

- l'atomo più elettronegativo attira verso di sé gli elettroni
  - si crea un dipolo elettrico di momento $\mu = 1 q\,l\,d$
  - si crea un PARZIALE spostamento di carica (POLARE)

Legame Covalente Dativo

si instaura quando uno degli atomi mette in condivisione un'intera coppia elettronica

(• Legame INTRAmolecolare $NH_3 + H^+ \longrightarrow NH_4^+$ • Legame INTERmolecolare $BF_3 + NH_3 \longrightarrow F_3B \leftarrow NH_3$)

Geometria Molecolare

indica come sono sistemati gli atomi che formano una molecola

- Teoria VSEPR

è basata sulla repulsione delle coppie elettroniche di valenza; gli elettroni si dispongono in modo da avere la minima repulsione

• Geometria lineare (180°)	sp	$BeCl_2$
• Geometria triangolare piana (120°)	sp^2	BF_3
• Geometria tetraedrica (109,5°)	sp^3	CH_4
• Geometria piramidale a base triangolare (107°)		NH_3
• Geometria angolata (104°)		H_2O
• Geometria bipiramidale a base triangolare	sp^3d	PCl_5
• Geometria bipiramidale a base triangolare distorta		
• Geometria a T		
• Geometria lineare		
• Geometria ottaedrica	sp^3d^2	SF_6

- Teoria dell'Ibridazione

è basata sul concetto di "ORBITALI IBRIDI", cioè la fusione di orbitali DELLO STESSO ATOMO con contenuto di energia simile in un solo orbitale ibrido, creando legami più forti

Legame Elettrostatico
tra più molecole (intermolecolare)
basato sull'attrazione che si instaura reciprocamente tra cariche di segno opposto
└ i legami elettrostatici non sono legami direzionali

Legame Ionico
si instaura quando la differenza di elettronegatività tra i due atomi è maggiore di 1,7, creando così un COMPOSTO IONICO
└ invece di una condivisione di elettroni si ha un trasferimento netto
└ i composti ionici hanno una struttura reticolare
└ L'Energia Reticolare è definita come la quota di energia che si libera quando una mole di ioni positivi e una mole di ioni negativi, partendo da distanza infinita, si uniscono a formare una mole di cristallo

Legame a Idrogeno
si forma tra H ed elementi fortemente elettronegativi (N-O-F)
└ affinché si formi questo legame H deve essere già legato in maniera covalente ad un elemento fortemente elettronegativo, in modo che quest'ultimo possa attrarre maggiormente verso di se la coppia condivisa

Interazioni Dipolari
sono caratterizzate da energia di legame molto modesta
- Forze di Van Der Waals
  - Interazione IONE - DIPOLO
    si instaurano tra ioni e molecole polari
  - Interazione IONE - DIPOLO INDOTTO
    si instaurano tra ioni e molecole che sono indotte a polarizzarsi
  - Interazione DIPOLO - DIPOLO
    si instaurano tra molecole polari
  - Interazioni DIPOLO - DIPOLO INDOTTO
    si instaurano tra molecole polari e molecole che sono indotte a polarizzarsi
- Forze di London
  - Interazioni DIPOLO ISTANTANEO - DIPOLO INDOTTO
    si instaurano tra molecole apolari

Gas a Comportamento Ideale
un gas si definisce a comportamento ideale se:
- il volume delle particelle è trascurabile rispetto al volume del gas
- le interazioni tra le particelle sono trascurabili
- gli urti tra le particelle sono perfettamente elastici

Parametri caratteristici di un Gas
sono necessari per descrivere un sistema allo stato gassoso
- Pressione P: 760 Torr = 1 atm
- Volume V: 1 std ⇒ V di 1 Kg H_2O a 4°C; 1 l = 1000 cm^3 = 1000 ml
- Temperatura T: K = 273,15 + °C

Leggi dei Gas a comportamento Ideale
- Boyle: $P \cdot V = const$
- Charles: $P/T = const$
- Gay-Lussac: $V/T = const$