

ANDAMENTO TAVOLA PERIODICA

- Carattere metallico: aumenta se si va da destra verso sinistra e dall'alto verso il basso
 - Potenziale di ionizzazione
 - Affinità elettronica (facilità con cui un atomo acquista elettroni)
 - Elettronegatività (tendenza di un elemento ad attrarre elettroni di legame)
 - Dimensione atomica
 - Carattere metallico (formazione di ioni positivi in acqua con relativa facilità)
 - Carattere NON metallico (tendono a formare anioni o ossianioni in soluzione acquosa)
 - Gruppo 1 → Metalli alcalini
 - Gruppo 2 → Metalli alcalino terrosi
 - Gruppo 11 → Metalli del COBALTO
 - Gruppo 16 → CALCOGENI
 - Gruppo 17 → ALOGENI
- GRUPPO = COLONNA

LEGAMI CHIMICI

- Legame ELETTROSTATICO → atomi uniti da una forza elettrostatica che dipende dalla presenza di CARICHE ELETTRICHE (anche parziali sull'atomo).

Legame ionico → Dipende dalla carica elettrostatica tra ioni opposti avviene tra un metallo e un non metallo → forma composti ionici caratterizzati da un reticolo cristallino solido, alta T di fusione, non sol. in acqua, buoni conduttori.

dipolo-dipolo
legame idrogeno
Forze di Van der Waals } → forze deboli

Legame METALLICO → presente nei metalli in cui gli elettroni sono liberi di muoversi e interagiscono tra loro (non sono biologici)

Legame COVALENTE → gli atomi condividono alcuni elettroni, formando un orbitale molecolare

Legame covalente polare: tra atomi diversi con diversa forza di attrazione sugli elettroni di legame.
dipende dall'elettronegatività

Legame covalente puro (apolare) → tra atomi uguali (stessa forza di attrazione)

$$\Delta \leq 0,4 \text{ - } 0,4 < \Delta \leq 1,9 \text{ - } \Delta_e > 1,9$$

cov. puro covalente polare ionico

FORZE SECONDARIE DI LEGAME

Forze intermolecolari (tra molecole) più deboli delle forze intramolecolari (Forze

legame ione-dipolo → Le forze più intense, ione positivo (negativo) interagisce con il tratto dal polo negativo (positivo) del dipolo
es. $\text{Cl}^{\oplus} \text{B}^{\ominus} \rightarrow \text{H}_2\text{O}$ → esempio di ione

Legame dipolo-dipolo → attrazione esotermica (bisogna fornire energia per distruggere due dipoli elettrici, dove l'estremità positiva va a interagire con l'estremità negativa)

Legame idrogeno → un tipo di interazione dipolo-dipolo e si verifica quando un atomo molto più elettronegativo, interagisce con una coppia solitaria di un altro atomo

solitamente N, O, F

TEORIA ORBITALI MOLECOLARI

Se negli atomi non legati abbiamo 2 orbitali atomici, quando si legano con un altro degli orbitali atomici porta alla formazione di due orbitali molecolari chiamati: di legame e di antilegame. Ogni volta che si forma un orbitale di legame otteniamo anche un secondo orbitale di antilegame (spiega le proprietà dell'ossigeno molecolare)

Due tipologie di legami:

legami σ → quando la carica e^- è distribuita lungo l'asse. sia tra orbitali s e p insieme (p deve essere quello orientato sull'asse).

legami π → nuvole elettroniche non lungo l'asse di legame (doppi o tripli)

TEORIA ORBITALI IBRIDI

→ spiega la geom. della molecola. Consiste nel mescolare gli orbitali diversi (come s e p) per formare orbitali ibridi.

• Il n. degli orbitali ibridi deve essere uguale al n. iniziale. es. 1 s e 3 p → 4 orbitali uguali sp^3

• l'energia tot. deve essere uguale alla somma dell'energia degli orbitali iniziali.

1 s	3 p	⇒	4 orbitali uguali	sp^3
			3 orbitali ibridi	ma 1 p puro sp^2 (doppio legame)
			2 orbitali ibridi	ma 2 p puri sp (triplo legame)

NOMENCLATURA COMPOSTI BINARI

• Ossidi basici → O_2 + metallo

↳ Nom. trad: ossido + metallo - os/ico

es. Cu_2O → ossido rameoso, CuO → ossido rameico.

• Ossidi Acidi → O_2 + non metallo

↳ nom. trad: anidride + per/ipo- non metallo - os/ico

es. Cl_2O → anidride ipoclorosa, Cl_2O_7 → anidride clorosa,

