

Glossario della terza lezione di chimica

Atomo La più piccola particella di un elemento che mantiene le sue proprietà chimiche. È costituito da protoni e neutroni nel nucleo e da elettroni disposti in orbitali intorno ad esso.

Elettroni di valenza Gli elettroni più esterni di un atomo, responsabili della formazione dei legami chimici.

Regola dell'ottetto Principio secondo cui gli atomi tendono a raggiungere una configurazione elettronica stabile con otto elettroni nel guscio esterno, come i gas nobili.

Legame chimico Forza che tiene uniti due o più atomi per originare una sostanza. Può essere intramolecolare (tra atomi nella stessa molecola) o intermolecolare (tra molecole).

Legame ionico Si forma tra atomi con grande differenza di elettronegatività: un atomo cede elettroni (diventa catione) e l'altro acquista elettroni (diventa anione). L'attrazione elettrostatica tra ioni di carica opposta li tiene uniti. *Esempio: NaCl.*

Legame covalente Legame in cui due atomi condividono una o più coppie di elettroni. Si forma preferenzialmente tra atomi non metallici con simile elettronegatività. *Esempio: H₂, CO₂.*

Legame dativo (o coordinativo) Tipo di legame covalente in cui la coppia di elettroni è fornita interamente da un solo atomo. È tipico di ioni complessi e molecole come NH₄⁺.

Legame metallico Legame intramolecolare tipico dei metalli, basato sulla delocalizzazione degli elettroni di valenza in una “nube elettronica” che conferisce ai metalli conducibilità e malleabilità.

Legami intermolecolari Forze di attrazione tra molecole diverse. Sono più deboli dei legami intramolecolari ma importanti nei fenomeni biologici e fisici. Comprendono forze di Van der Waals, interazioni dipolo-dipolo e legami a idrogeno.

Legame a idrogeno Attrazione tra un atomo di idrogeno legato a un elemento fortemente elettronegativo (O, N, F) e un altro atomo elettronegativo. È responsabile della struttura del DNA e delle proteine.

Forze di Van der Waals Interazioni deboli dovute a fluttuazioni temporanee di carica negli atomi o molecole, che generano dipoli indotti. Sono fondamentali per la coesione delle molecole nei liquidi e nei solidi.

Elettronegatività Tendenza di un atomo ad attrarre verso di sé gli elettroni di legame. Differenze di elettronegatività determinano la polarità di un legame.

Molecola polare Molecola in cui le cariche elettriche sono distribuite in modo non simmetrico, creando un dipolo elettrico. *Esempio: H₂O.*

Energia di legame Energia necessaria per rompere un legame chimico tra due atomi. Più è alta l'energia, più il legame è forte.

Ordine di legame Numero di coppie elettroniche condivise tra due atomi. Un legame singolo ha ordine 1, doppio 2, triplo 3. Legami multipli sono più corti e forti dei singoli.

Mole (mol) Quantità di sostanza che contiene un numero di particelle elementari (atomi, molecole o ioni) pari al numero di Avogadro, 6.022×10²³

Numero di Avogadro (N_a) 6.022×10²³ Costante che rappresenta il numero di entità elementari contenute in una mole di sostanza.

Massa molare Massa (in grammi) di una mole di sostanza; numericamente uguale al peso molecolare espresso in unità di massa atomica (u). Esempio: $\text{H}_2\text{O} = 18 \text{ g/mol}$.

Polarità La presenza di poli di carica opposta in una molecola dovuti a differenze di elettronegatività. Determina la solubilità nei fluidi biologici e la formazione di interazioni intermolecolari.

Applicazione biologica

I legami chimici determinano la stabilità e la struttura delle biomolecole:

legami covalenti → struttura primaria delle proteine;

legami a idrogeno → stabilizzazione della doppia elica del DNA e delle proteine secondarie;

interazioni deboli → adesione cellulare e riconoscimento molecolare.