



ELEMENTI DI CHIMICA

LEZIONE 2 - LE FORMULE CHIMICHE, I LEGAMI CHIMICI, LA NOMENCLATURA INORGANICA, LA MOLE

Introduzione

Benvenuti in questa nuova lezione di Elementi di Chimica.

Nella seconda lezione, in particolare, andremo ad approfondire:

- le formule chimiche
- i legami chimici
- la nomenclatura inorganica
- la mole

Bene, non ci resta che cominciare...

FORMULE CHIMICHE

Le formule chimiche sono rappresentazioni grafiche sintetiche e simboliche della composizione degli elementi all'interno di un composto chimico. Esse indicano quali e quanti atomi formano una molecola e sono fondamentali per comprendere la struttura e le proprietà dei materiali offrendo informazioni utili per la loro sintesi e analisi.

Le formule chimiche possono essere classificate in 3 principali categorie:

- **formula Bruta:** non fornisce indicazioni sulla disposizione spaziale degli elementi ma specifica il numero esatto di atomi di ciascun elemento all'interno di una molecola.
- La formula bruta del butano, per esempio, è C_4H_{10} .
- **formula Minima:** indica il rapporto più semplice degli elementi costituenti un composto senza specificare il numero reale di atomi nella molecola. Per esempio, la formula minima del butano è C_2H_5 mentre la sua formula bruta è C_4H_{10} .
- **formula di Struttura:** fornisce informazioni dettagliate sulla disposizione spaziale degli atomi all'interno di una molecola.

Esistono diversi tipi di formule strutturali:

- **formula di Lewis:** rappresentazione dei legami chimici tra atomi di una molecola con indicazione degli elettroni in condivisione
- **formula di Fisher:** rappresentazione bidimensionale di una molecola, comunemente usata per molecole organiche come amminoacidi e zuccheri.
- **formula di Haworth:** principalmente utilizzata per rappresentare zuccheri e altri composti ciclici, proiettandone la struttura in una forma planare.



I LEGAMI CHIMICI

È essenziale fare una distinzione tra legami intramolecolari e legami intermolecolari: mentre i primi sono fondamentali per comprendere come gli atomi si uniscono per formare molecole più o meno complesse e stabili, caratterizzandone la struttura e la reattività chimica, gli altri ne determinano le proprietà fisiche come la solubilità, gli stati fisici (solidi, liquidi o aeriformi) e i passaggi di stato.

Legami Intramolecolari

I legami intramolecolari sono interazioni chimiche che si verificano all'interno di una singola molecola e permettono di tenere insieme gli atomi all'interno di essa. Questi legami contribuiscono alla stabilità della molecola e influenzano la sua struttura tridimensionale.

Prima di descrivere i vari tipi di legami chimici, cerchiamo di capire perché due o più atomi si legano per formare molecole.

Due o più atomi generalmente si legano per raggiungere una configurazione energetica più stabile, che è assicurata da una configurazione elettronica (la disposizione degli elettroni sugli orbitali più esterni) che è più vicina possibile a quella dei gas nobili.

Gli atomi si legano, quindi, per i seguenti motivi:

Stabilità Energetica:

Gli atomi tendono a formare legami per ridurre l'energia complessiva del sistema. Questo avviene quando gli atomi si avvicinano abbastanza da permettere che le forze attrattive superino le forze repulsive tra i loro nuclei e i loro elettroni. Quando due atomi si legano, l'energia potenziale del sistema diminuisce rispetto a quella degli atomi presi separatamente, rendendo il legame energeticamente favorevole.

Completamento del guscio elettronico e regola dell'ottetto:

Gli atomi si legano anche per raggiungere una configurazione elettronica più stabile, simile a quella degli atomi appartenenti al gruppo dei gas nobili, che generalmente hanno gusci elettronici completi con 8 elettroni sull'orbitale più esterno. Gli atomi tendono a raggiungere questa configurazione (regola dell'ottetto) condividendo elettroni (legame covalente) o trasferendo elettroni (legame ionico) con altri atomi. Questo processo riduce l'energia potenziale del sistema, aumentandone la stabilità.

Tipi di legami chimici intramolecolari

Legame Ionico

Il legame ionico si forma tra atomi con notevole differenza di elettronegatività (proprietà periodica che indica quanto un atomo attrae a sé gli elettroni di legame). In questo tipo di legame un atomo ha una elettronegatività talmente elevata da strappare un elettrone da un atomo donatore. L'atomo che accetta un elettrone diventerà uno ione negativo, mentre l'atomo che dona elettroni diventerà uno ione positivo. Gli ioni di carica opposta, attraendosi reciprocamente, formano un composto ionico, come, ad esempio, il cloruro di sodio (NaCl), il comune sale da cucina: in questo caso il sodio (Na) cede un elettrone al cloro (Cl), formando gli ioni Na^+ e Cl^- , che si attraggono e formano il cristallo di cloruro di sodio.

Legame Covalente

Il legame covalente si forma quando due atomi condividono una o più coppie di elettroni per completare i loro orbitali esterni. Questo tipo di legame è comune tra atomi non metallici e può essere singolo, doppio o triplo, a seconda del numero di coppie di elettroni condivise. Questi legami sono molto forti e determinano la geometria molecolare e la natura dei composti covalenti.



Esempi includono:

- Il Metano (CH_4): Il carbonio (C) forma quattro legami covalenti con quattro atomi di idrogeno (H), condividendo elettroni per formare la molecola di metano.
- L'Anidride Carbonica (CO_2): Il carbonio (C) condivide due coppie di elettroni con due atomi di ossigeno (O), formando anidride carbonica.

Legame Metallico

Il legame metallico si verifica tra atomi di metalli, dove gli elettroni di valenza sono liberi di muoversi tra gli atomi stessi, creando una "nuvola" di elettroni condivisi. Questo conferisce ai metalli proprietà come la conducibilità elettrica e termica, la malleabilità e la duttilità. Esempi di legami metallici includono:

- Lega di Ottone (Cu-Zn): Il rame (Cu) e lo zinco (Zn) formano un legame metallico, con gli elettroni di valenza che si muovono liberamente tra gli atomi.

Legami Intermolecolari

I legami intermolecolari sono interazioni più deboli dei legami intramolecolari che si instaurano tra molecole diverse. Questi legami influenzano le proprietà delle sostanze come il punto di fusione, il punto di ebollizione, lo stato fisico della materia, la solubilità e la viscosità.

Tipi di Legami Intermolecolari

I legami tra molecole variano a seconda della natura delle molecole stesse: le interazioni intermolecolari tra molecole polari (chiamate anche dipoli) sono più forti di quelle che intercorrono tra molecole apolari. Ecco i principali tipi di legami intermolecolari:

1. **Forze di Van der Waals:** interazioni intermolecolari deboli, classificabili in tre tipi principali:

Forze di London: le più deboli tra le forze intermolecolari; si instaurano principalmente tra molecole apolari e sono causate da fluttuazioni temporanee nella distribuzione degli elettroni che creano dipoli istantanei e dipoli indotti. Le forze di London permettono la coesione tra molecole di gas nobili, come l'Argon.

Forze Dipolo-Dipolo: si verificano tra molecole polari che possiedono dipoli permanenti. L'estremità positiva di un dipolo è attratta dall'estremità negativa di un altro dipolo. Un esempio di forza dipolo-dipolo è quella tra le molecole polari di acido cloridrico HCl, dove l'atomo di idrogeno (parzialmente carico positivamente) di una molecola è attratto dall'atomo di cloro (carico negativamente) di un'altra molecola.

Forze Dipolo-Dipolo Indotto: si verificano quando una molecola polare induce un dipolo temporaneo in una molecola non polare vicina. Questa forza permette l'interazione tra una molecola di acqua (polare) e una molecola di ossigeno (non polare).

2. **Legame a Idrogeno:** tipo speciale e particolarmente forte di interazione dipolo-dipolo che si verifica quando un atomo di idrogeno legato covalentemente a un atomo molto elettronegativo (come ossigeno, azoto o fluoro) è attratto da un paio di elettroni non condivisi su un altro atomo molto elettronegativo. I legami a idrogeno tra molecole d'acqua, per esempio, sono responsabili delle peculiari proprietà dell'acqua, come la capillarità, la tensione superficiale, l'alto punto di ebollizione e la capacità di formare ghiaccio che galleggia sull'acqua liquida.



NOMENCLATURA INORGANICA

La nomenclatura è il sistema utilizzato per denominare le sostanze chimiche in modo sistematico e uniforme. Esistono diversi sistemi di nomenclatura, tra cui la tradizionale e quella IUPAC, approvata dall'International Union of Pure and Applied Chemistry. Mentre la nomenclatura tradizionale è comunemente utilizzata per la sua semplicità e familiarità, quella IUPAC è preferita in ambiti accademici e scientifici per la sua precisione e sistematicità. La comprensione di entrambe i sistemi di nomenclatura è essenziale per consentire una comunicazione chiara e precisa nel mondo della chimica.

La nomenclatura inorganica, in particolare, riguarda i composti inorganici, cioè quelle molecole che non contengono legami Carbonio-Idrogeno, tipici dei composti organici. Le molecole inorganiche possono essere divise in due grandi categorie: i composti binari (costituiti da due atomi, diversi o uguali) e composti ternari (costituiti da 3 atomi).

I composti Binari

I composti binari sono:

- **Ossidi:** Metallo + Ossigeno
(Al₂O₃)
Tradizionale: Ossido di Alluminio
IUPAC: Triossido di dialluminio
- **Anidridi:** Non Metallo + Ossigeno
(CO₂)
Tradizionale: Anidride carbonica
IUPAC: Diossido di Carbonio
- **Idruri:** Metallo + Idrogeno
(AlH₃)
Tradizionale: Idruro di Alluminio
IUPAC: Triossido di dialluminio
- **Idracidi:** Idrogeno + Non Metallo
(HCl)
Tradizionale: Acido cloridrico
IUPAC: Cloruro di Idrogeno
- **Sali Binari:** Metallo + Non Metallo
(NaCl)
Tradizionale: Cloruro di Sodio
IUPAC: Cloruro di Sodio

- **I composti Ternari**

I composti ternari sono:

Ossiacidi: Idrogeno + Non Metallo + Ossigeno
(H₂SO₄)

Tradizionale: Acido Solforico



IUPAC: Acido tetraossosolfato

Idrossidi: Non Metallo + Ossigeno + Idrogeno
(NaOH)

tradizionale: Idrossido di Sodio

IUPAC: Idrossido di Sodio

Sali ternari: Metallo + Non Metallo + Ossigeno

Na₂(SO₄)

Tradizionale: Solfato di Sodio

IUPAC: Tetraossosolfato di Sodio

LA MOLE

La mole è una delle sette unità di misura fondamentali e rappresenta una quantità specifica di sostanza, analogamente a come il termine "dozzina" rappresenta una quantità specifica di oggetti. Così come una dozzina indica 12 elementi, una mole contiene 6.022×10^{23} particelle. Questo numero è stato calcolato sperimentalmente dal chimico italiano Amedeo Avogadro e per questo viene chiamato numero di Avogadro (N_A). L'unità di misura della mole è mol e contiene lo stesso numero di elementi quanti sono gli atomi presenti in 12 grammi di carbonio-12

Esiste una formula che mette in relazione la massa di un composto (espressa in grammi) e il numero di moli. Conoscendo la massa molare (MM) di un atomo o di una molecola (indicata nella tavola periodica) e la massa del composto (misurata su una bilancia), è possibile calcolare il numero di moli, per poi determinare il numero esatto di atomi o molecole presenti.

La formula da utilizzare è la seguente:

$n^\circ \text{ di moli (mol)} = \text{massa (gr)}/\text{MM (gr/mol)}$.

Per esempio, sapendo che la MM della molecola d'acqua è 18 gr/mol, possiamo calcolare quante moli della molecola ci sono in 100 grammi di acqua:

$n^\circ \text{ di moli (mol)} = 100 \text{ (gr)}/18 \text{ (gr/mol)} = 5,6 \text{ mol}$

Per conoscere il numero di molecole di acqua presenti in 5,6 moli sarà sufficiente moltiplicare per il numero di Avogadro:

$n^\circ \text{ molecole di acqua} = 5,6 \text{ mol} \times n_A$

La mole è utilizzata anche per stabilire le proporzioni tra gli elementi in una molecola; la formula chimica di una sostanza, infatti, fornisce informazioni sulla quantità relativa di ciascun elemento presente. Questa unità di misura è essenziale anche per effettuare calcoli stechiometrici che permettono di calcolare le quantità di sostanza necessarie in una reazione chimica e di predire le quantità di prodotti formati.

Conclusioni

Bene, siamo giunti alla fine di questa videolezione di Elementi di Chimica.

Ti ricordo che abbiamo approfondito i concetti di:

- le formule chimiche
- i legami chimici



- la nomenclatura inorganica
- la mole

Grazie per l'attenzione!