



ELEMENTI DI CHIMICA

LEZIONE 1 - ATOMO, IONI, ISOTOPI E TAVOLA PERIODICA

Introduzione

Benvenuti in questa lezione di Elementi di Chimica.

Nella prima lezione, in particolare, andremo ad approfondire le definizioni di:

- atomo
- numero atomico e numero di massa
- ioni e isotopi
- la tavola periodica

Bene, non ci resta che cominciare...

L'atomo

La parola "atomo" (dal greco "indivisibile") fu coniata nel V secolo a.C. dai filosofi greci Leucippo e Democrito che ipotizzarono che tutta la materia fosse composta da piccole particelle indivisibili chiamate atomi. Oggi sappiamo che in realtà l'atomo è divisibile e composto da sub-particelle atomiche: protoni, neutroni ed elettroni. I protoni, che hanno carica positiva, e i neutroni, neutri, si trovano nel nucleo dell'atomo, mentre gli elettroni, con carica negativa, orbitano attorno al nucleo in regioni chiamate orbitali. Se paragonassimo la struttura di un atomo a uno stadio, il nucleo sarebbe grande come una biglia al centro del campo, mentre gli elettroni si muoverebbero sugli spalti. Tra il centro del campo e gli spalti ci sarebbe essenzialmente il vuoto e l'intera massa dello stadio sarebbe concentrata nella piccola biglia al centro del campo.

Struttura dell'atomo

La struttura atomica è principalmente definita dal numero di protoni, neutroni ed elettroni che contiene:

Protoni: particelle con carica positiva, bilanciata dalla carica negativa degli elettroni. Sono nel nucleo e definiscono il **numero atomico** di un elemento chimico, caratterizzandolo. Non esistono in natura due elementi chimici con lo stesso numero atomico (indicato dalla lettera **Z**).

$Z = n^{\circ} \text{ di protoni} = n^{\circ} \text{ di elettroni}$

Neutroni: particelle prive di carica elettrica che fungono da "cuscinetto" tra i protoni; contribuiscono alla massa dell'atomo e, insieme ai protoni, formano il nucleo. La somma del numero dei protoni e dei neutroni in un atomo definisce il **numero di massa**, indicato dalla lettera **A**.

$A = n^{\circ} \text{ di protoni} + n^{\circ} \text{ di elettroni}$



Elettroni: particelle cariche negativamente. Negli atomi, che sono elettricamente neutri, il numero di elettroni è uguale al numero di protoni. Gli elettroni si trovano in orbitali, che sono organizzati in livelli energetici e suddivisi in sottolivelli, circondando il nucleo dell'atomo.

n° di protoni = n° di elettroni

Gli ioni

L'atomo è una entità elettricamente neutra in quanto il numero dei protoni (particelle cariche positivamente) coincide con il numero degli elettroni (particelle cariche negativamente). Un atomo, però, può perdere o guadagnare elettroni, diventando così uno **ione**.

Gli ioni sono particelle cariche, e si distinguono in:

- **Cationi:** ioni con carica positiva che si formano quando un atomo **perde uno o più elettroni**. Ad esempio, quando un atomo di sodio (Na) perde un elettrone, diventa un catione sodio (Na^+).
- **Anioni:** ioni con carica negativa che si formano quando un atomo **guadagna uno o più elettroni**. Ad esempio, quando un atomo di cloro (Cl) guadagna un elettrone, diventa un anione cloruro (Cl^-).

Gli isotopi

Gli isotopi sono varianti dello stesso elemento chimico che differiscono per il numero di neutroni.

Due isotopi di uno stesso atomo hanno medesimo numero atomico ($Z = \text{n° di protoni} = \text{n° di elettroni}$) ma diversa massa a causa del diverso numero di neutroni nel nucleo (e quindi un diverso numero di massa A). Ad esempio, il carbonio ha tre isotopi principali:

Carbonio-12: Ha 6 protoni e 6 neutroni; $Z=6$ $A=12$

È l'isotopo più abbondante e costituisce circa il 98,93% di tutto il carbonio presente sulla Terra.

Carbonio-13: Ha 6 protoni e 7 neutroni; $Z=6$ $A=13$

È il secondo isotopo più abbondante e rappresenta circa l'1,07% del carbonio terrestre.

Carbonio-14: Ha 6 protoni e 8 neutroni; $Z=6$ $A=14$

È presente in tracce estremamente basse, rappresentando solo una piccola frazione (lo 0,0000000001%) del carbonio totale sulla Terra. Questo isotopo ha un tempo di decadimento radioattivo di 5730 anni ed è comunemente utilizzato per la datazione radiometrica dei reperti archeologici.

Gli isotopi sono elementi chimici che mostrano un'alta instabilità, causata principalmente da un eccesso di protoni o neutroni nel nucleo. Questa instabilità porta alcuni nuclei atomici a "decadere", trasformandosi nel tempo in nuclei più stabili. Questo fenomeno è noto come decadimento radioattivo e può portare alla produzione di radiazioni ionizzanti più o meno pericolose:

Radiazione alfa: emissione di particelle alfa, cioè nuclei di elio formati da due protoni e due neutroni. Le particelle alfa sono relativamente grandi e con una massa elevata. Possono essere bloccate



facilmente da pochi centimetri di aria, o anche da un foglio di carta. Sono generalmente innocue ma possono essere dannose se inalate o ingerite.

Radiazione beta: emissione di particelle cariche negativamente (β^-) o positivamente (β^+) con una capacità di penetrazione maggiore rispetto alle particelle alfa. Possono attraversare alcuni centimetri di materia causando danni biologici se l'organismo viene esposto a dosi elevate.

Radiazione gamma: onde elettromagnetiche ad alta energia con una grande capacità di penetrazione attraverso i tessuti biologici e la materia. Possono essere molto pericolose e causare mutazioni genetiche.

La **pericolosità** di un isotopo radioattivo dipende quindi da diversi fattori:

- Tipo di isotopo: solitamente si inizia a considerare un rischio significativo con numeri atomici più alti, come quelli degli elementi transuranici (oltre l'uranio, numero atomico 92) e dei loro isotopi.
- Tipo di radiazione emessa: le particelle alfa (se non ingerite o inalate) sono meno pericolose delle radiazioni beta e gamma che possono causare gravi danni biologici.
- Attività e dose: la pericolosità delle radiazioni emesse aumenta con l'attività dell'isotopo e la dose ricevuta dall'organismo.
- Tipologia di esposizione: l'esposizione interna alle radiazioni (ingestione e inalazione) è generalmente considerata la più pericolosa, poiché le particelle ionizzanti possono danneggiare direttamente i tessuti e gli organi interni, aumentando il rischio di mutazioni genetiche e cancro.

LA TAVOLA PERIODICA

La tavola periodica (moderna) degli elementi è una rappresentazione sistemica di tutti gli elementi chimici conosciuti, organizzati in base alle loro proprietà atomiche e chimiche.

Ogni elemento è disposto in ordine crescente in base al proprio **numero atomico** (Z), che rappresenta il numero di protoni nel nucleo di ciascun atomo e corrisponde anche al numero di elettroni. La tavola periodica attualmente utilizzata fu inizialmente pensata dal chimico russo Dmitri Mendeleev che nel 1871 pubblicò i risultati del suo lavoro di classificazione. Mendeleev ordinò gli elementi in base al loro numero di massa (A) e lasciò spazi vuoti per gli elementi che pensava sarebbero stati scoperti in futuro, anticipando così la scoperta di elementi successivi come il gallio, il germanio e lo scandio.

Attualmente, gli elementi elencati nella tavola periodica sono 118. Di questi, i primi 94 sono "naturali", mentre quelli più pesanti sono stati sintetizzati artificialmente in laboratorio.

Oggi questo strumento è fondamentale per visualizzare in modo rapido le relazioni tra gli elementi e predire il loro comportamento chimico.

La struttura della moderna Tavola Periodica

La tavola periodica è divisa in righe orizzontali chiamate "**periodi**" e colonne verticali chiamate "**gruppi**". Ogni elemento è identificato da un simbolo chimico unico, come ad esempio H per l'idrogeno, I per lo Iodio, e così via. Generalmente si utilizza una sola lettera indicata in stampato maiuscolo; se necessario viene aggiunta anche una seconda lettera indicata in corsivo minuscolo: C per Carbonio e Cl per Cloro.



Gli elementi sono ordinati in base al loro numero atomico (Z) crescente, che corrisponde al numero di protoni (e quindi al numero totale di elettroni negli orbitali). Gli Isotopi (dal greco “stesso posto”) di un elemento occupano la stessa casella della tavola periodica poiché, mentre il loro numero di massa (A) varia, il loro numero atomico (Z) rimane invariato.

Una prima grande suddivisione interna alla tavola periodica è tra i Metalli, Non Metalli e Semi Metalli.

Metalli: elementi caratterizzati da una buona conducibilità elettrica e termica, lucentezza, duttilità (possono essere tirati in fili) e malleabilità (possono essere ridotti in lastre sottili senza rompersi). Rappresentano circa il 75% degli elementi nella tavola periodica e sono distribuiti nei gruppi da 1 a 12 e parte di quelli nei gruppi 13 e 16, insieme ad alcuni elementi nei gruppi 17 e 18 che in determinate condizioni possono comportarsi da metalli. Esempi di metalli includono il Ferro (Fe), il Rame (Cu), l'Alluminio (Al) e il Piombo (Pb).

Non metalli: al contrario dei metalli, i non metalli mostrano una bassa conducibilità elettrica e termica, un aspetto opaco e una elevata fragilità. Costituiscono circa il 25% degli elementi della tavola periodica, distribuiti nei gruppi 14-16 (Azoto, Carbonio e altri), nel gruppo degli alogeni (come il Fluoro e il Cloro) e in quello dei gas nobili (come l'Elio e il Neon).

Semimetalli: i semimetalli (o metalloidi) costituiscono una piccola parte degli elementi della tavola periodica, distribuiti principalmente negli elementi dei Gruppi 13-16, lungo la linea di separazione tra i metalli e i non metalli. Hanno caratteristiche intermedie tra metalli e non metalli e includono il Silicio (Si), il Germanio (Ge), il Boro (B), l'Antimonio (Sb) e il Tellurio (Te).

Periodi:

Nella tavola periodica i periodi (le righe) sono sette, numerati da 1 a 7. Ogni periodo rappresenta il livello energetico degli elettroni negli orbitali atomici degli elementi presenti in quel periodo. Gli elementi all'interno dello stesso periodo hanno lo stesso numero di gusci elettronici.

Gruppi:

I gruppi sono le 18 colonne verticali nella tavola periodica. Gli elementi all'interno di uno stesso gruppo condividono proprietà chimiche simili a causa del numero di elettroni di valenza, che sono gli elettroni nell'orbitale più esterno coinvolti nei legami chimici. L'ultimo gruppo è quello dei gas nobili, così chiamati per la loro tendenza quasi nulla a reagire con altri elementi.

Alcuni dei gruppi più importanti sono:

Gruppo 1: Metalli alcalini

- Elementi altamente reattivi, tendono a cedere elettroni diventando ioni positivi.
- Esempi: Litio (Li), Sodio (Na).

Gruppo 16: Calcogeni

- Composti da non metalli, ossigeno, zolfo e vari semi metalli.
- Esempi: Ossigeno (O), Zolfo (S).

Gruppo 17: Alogeni

- Altamente reattivi, formano facilmente composti salini con metalli.
- Esempi: Fluoro (F), Cloro (Cl).

Gruppo 18: Gas nobili



- Elementi gassosi non reattivi con elevata stabilità chimica.
- Esempi: Elio (He), Neon (Ne).

Le proprietà periodiche

Nella tavola periodica si possono osservare delle caratteristiche che variano “periodicamente” lungo i periodi e attraverso i gruppi. Queste “proprietà periodiche” sono quattro e forniscono un quadro utile per comprendere il comportamento degli elementi in base alla loro posizione nella tavola periodica:

- **Raggio Atomico**: indica il raggio dell'atomo di un elemento; diminuisce da sinistra a destra attraverso un periodo e aumenta da alto a basso all'interno di un gruppo a causa della differente forza attrattiva del nucleo sugli elettroni.
- **Energia di Ionizzazione**: rappresenta l'energia necessaria per rimuovere un elettrone da un atomo neutro e aumenta da sinistra a destra attraverso un periodo e diminuisce da alto a basso all'interno di un gruppo. Gli elementi con maggiore energia di ionizzazione tendono a formare ioni positivi più stabili.
- **Affinità elettronica**: energia liberata da un atomo quando acquista un elettrone. Aumenta dal basso verso l'alto in un gruppo e da sinistra a destra lungo un periodo.
- **Elettronegatività**: proprietà che misura la tendenza di un atomo ad attrarre elettroni quando forma un legame chimico; aumenta da sinistra a destra attraverso un periodo e diminuisce dall'alto verso il basso all'interno di un gruppo.

Metalli di transizione, Attinidi e Lantanidi

I metalli di transizione sono nei Gruppi 3-12, con elevate conducibilità e reattività variabile.

I lantanidi (La-Lu) sono detti “terre rare” con bassa reattività e varie applicazioni tecnologiche.

Gli attinidi (Th-Lr) sono elementi radioattivi e vengono usati nella ricerca nucleare.

Conclusioni

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

Ti ricordo che abbiamo approfondito i concetti di:

- atomo
- numero atomico e numero di massa
- ioni e isotopi
- la tavola periodica

Grazie per l'attenzione!