

## LA NUOVA CHIMICA DI RIPPA - secondo biennio DALLA STRUTTURA ATOMICA ALLA NOMENCLATURA

### PREREQUISITI • CONCETTI

**PREREQUISITI**

Prima di affrontare lo studio di questo testo verifica le tue conoscenze e abilità acquisite durante il primo biennio. Dovresti essere in grado di:

- utilizzare le diverse unità di misura del S.I. e applicare correttamente le conversioni;
- ricomporre gli stati di aggregazione della materia e le relative trasformazioni fisiche;
- ricomporre una trasformazione chimica;
- classificare la materia in sostanze pure e miscele;
- distinguere e definire compiutamente gli elementi e i composti;
- associare correttamente nomi e simboli degli elementi del Sistema periodico;
- definire compiutamente i concetti di atomo e molecola;
- conoscere la teoria atomica di Dalton;
- conoscere la natura particolare della materia;
- calcolare i pesi molecolari dei composti;
- enunciare e applicare le leggi ponderali che regolano le reazioni chimiche;
- spiegare le leggi ponderali alla luce della teoria atomica di Dalton;
- distinguere gruppi e periodi del Sistema periodico;
- utilizzare il Sistema periodico per ricavare semplici informazioni sugli elementi chimici;
- conoscere il numero di Avogadro e saperlo impiegare nel definire il concetto di mole;
- ricomporre le relazioni tra trasformazioni chimiche ed equazioni che le rappresentano;
- risolvere semplici problemi stechiometrici impiegando il calcolo molare;
- utilizzare il concetto di mole per definire la concentrazione di una soluzione;
- ricomporre e descrivere le proprietà associate ai diversi stati di aggregazione della materia;
- descrivere i passaggi di stato e interpretare le curve di riscaldamento/raffreddamento;
- enunciare le leggi dei gas (legge di Boyle, legge di Gay-Lussac, legge di Charles);
- utilizzare le leggi dei gas per risolvere semplici problemi;
- ricomporre una soluzione da un miscuglio eterogeneo e da una dispersione colloidale;
- utilizzare in modo appropriato la terminologia relativa alle soluzioni;
- conoscere e applicare le diverse unità di misura della concentrazione;
- descrivere le tecniche di separazione dei miscugli;
- determinare la solubilità di un gas in un liquido.

**La MATERIA**

viene classificata da

**CHIMICA**

che la suddivide in

**Sostanze pure**

che possono essere

**elementi** e **composti**

classificati da Mendeleev nel **Sistema periodico** e da Bohr in **atomi**

costituiti da

**nucleo** e **nube elettronica**

In cui sono presenti i **neutroni** e i **protoni** e in cui muovono gli **elettroni**

la cui somma è la **carica atomica Z** e la cui somma è la **carica atomica Z**

atomi con Z uguale e A diverso sono detti **isotopi**

atomi con numero diverso di elettroni sono detti **ioni**

**2**

Il libro si apre con una **prova di ingresso** che riassume le conoscenze di chimica acquisite nel 1° biennio. Nel sito del libro è a disposizione un capitolo riassuntivo scaricabile in pdf.

I capitoli sono organizzati in **unità didattiche**. Ciascuna unità rappresenta un nucleo coerente, dimensionato per essere affrontato in un tempo massimo di un paio di settimane.

## La struttura dell'atomo

### Atomo e quanti di energia

#### Unità 1

#### 1.1 - LA NATURA ELETTRICA DELL'ATOMO

Gli scienziati del Settecento mostrarono molto interesse verso i fenomeni che riguardano l'elettricità e studiarono approfonditamente questa particolare proprietà della materia. Nel corso del XVIII secolo con numerosi esperimenti si poté dimostrare che in natura esistono due tipi di carica elettrica, una positiva e l'altra negativa, aventi caratteristiche opposte. Inoltre si scoprì che i corpi dotati di carica elettrica diversa si attiravano, mentre i corpi dotati di carica uguale si respingevano.

Nel 1897 il fisico inglese Joseph John Thomson (1856-1940) identificò gli elettroni, particelle con carica elettrica negativa e con massa circa duemila volte più piccola dalla massa dell'atomo di idrogeno, la più piccola massa finora conosciuta (figura 1.1).

**Figura 1.1** Gli elettroni, particelle cariche, rispondono sia alle forze elettriche sia alle forze magnetiche, come scoprì Thomson alla fine del diciannovesimo secolo. In un tubo nel quale è stato creato il vuoto viene applicata una forte differenza di potenziale elettrico tra due elettrodi, uno negativo, chiamato catodo, e l'altro positivo, detto anodo. In queste condizioni si verifica l'emissione di elettroni, che si liberano dal catodo e si dirigono verso l'anodo. Un campo elettrico fa salire al fascio elettronico una deviazione verso l'alto, un campo magnetico una deviazione verso il basso.

**7**

Un **glossario in inglese** si snoda lungo il testo a fianco della definizione in italiano.

### 3 Legame chimico

Il modo con cui un atomo raggiunge la configurazione a otteetto determina il tipo di legame chimico che l'elemento forma. I legami che si instaurano tra gli atomi per la formazione di molecole o composti ionici sono riconducibili a tre tipi principali:

- il **legame covalente** (vedi §§ 3.4, 3.6 e 3.7), che comporta la condivisione di elettroni tra due atomi;
- il **legame ionico** (vedi § 3.8), che comporta la cessione e l'acquisto di elettroni;
- il **legame metallico** (vedi § 3.9), che comporta la condivisione di elettroni da parte di un numero molto elevato di atomi.

Questi legami sono detti **legami primari** o **fondamentali**, sono sempre **intramolecolari** e sono caratterizzati da forti interazioni atomiche, con elevata energia di legame. Si tratta dunque di legami molto stabili. Esistono anche legami **intermolecolari**, vale a dire dovuti a interazioni tra molecole o tra molecole e ioni. Questi legami sono detti **legami secondari** e sono deboli, quindi poco stabili, dal momento che possono essere rotti con un costo energetico relativamente basso.

**BIGLIE E MOLLE (gruppi di 3-4 studenti)**

La regola dell'ottetto ci dice che quando un atomo si lega con altri atomi, tende a raggiungere la configurazione elettronica esterna uguale a quella del gas nobile con numero atomico a lui più vicino.

Seguendo le istruzioni contenute nel video I legami chimici del Laboratorio Semplice **BOULETTE-RINVENZIONE** procuratevi biglie colorate e piccole molle, per costruire modelli di semplici molecole in cui ogni atomo rispetti la regola dell'ottetto. Le biglie rappresentano gli atomi (rispettate i colori convenzionalmente assegnati alle specie chimiche: H = bianco, C = nero, O = rosso, Cl = verde, N = azzurro, S = giallo); le molle rappresentano gli elettroni spaziali dell'atomo. Ancorate le molle alle biglie in numero uguale al numero di elettroni spaziali dell'atomo che le biglie rappresentano, come mostrato nel video e servendovi del confronto con la figura 3.3 a pagina 65 del libro.

Per rappresentare la condivisione di un doppietto elettronico tra due atomi, collegate due molle, una di una biglia e una dell'altra, incastrandole longitudinalmente tra loro.

Costruite semplici molecole costituite da due, tre, quattro o cinque atomi, riportando sul quaderno le formule delle molecole scritte e il numero di elettroni esterni di cui ciascun atomo può disporre.

Verificate, infine, che tutti gli atomi raggiungano l'ottetto e spiegate perché l'idrogeno si accontenta di 2 elettroni esterni.

**66**

**Esercizi svolti, ben argomentati, per acquisire un metodo di risoluzione dei problemi.**

**Autoverifiche, per un controllo immediato della comprensione dei concetti acquisiti.**

Ogni unità didattica si chiude con una **competenza finalizzata a sviluppare:**

- CONOSCENZA
- COMPRESIONE
- APPLICAZIONE
- ANALISI
- VALUTAZIONE
- CREAZIONE

### 1 La struttura dell'atomo

**PRVIAMO INSIEME**

1. Utilizzando la figura 1.8, determina in quale zona spettrale si trova una radiazione con lunghezza d'onda di 100 nm. Calcola inoltre la frequenza della radiazione.

**SOLUZIONE**

In figura 1.8 le lunghezze d'onda sono espresse in metri, per cui occorre trasformare il valore 100 nm da nanometri a metri:

$$1 \text{ nm} = 1 \cdot 10^{-9} \text{ m, per cui } 100 \text{ nm} = 1,00 \cdot 10^{-7} \text{ m}$$

Una radiazione con lunghezza d'onda dell'ordine di  $10^{-7}$  m corrisponde alla zona dell'ultravioletto dello spettro elettromagnetico.

La frequenza di una radiazione è inversamente proporzionale alla sua lunghezza d'onda. Poiché tutte le radiazioni si propagano nel vuoto alla velocità della luce, per calcolare la frequenza occorre dividere la velocità della luce per la lunghezza d'onda della radiazione:

$$3,00 \cdot 10^8 \text{ m s}^{-1} / 1,00 \cdot 10^{-7} \text{ m} = 3,00 \cdot 10^{15} \text{ s}^{-1}$$

**PROVA DA SOLO**

1. Calcola la lunghezza d'onda di una radiazione la cui frequenza è  $6,0 \cdot 10^8$  Hz. In quale zona dello spettro elettromagnetico si trova?

### 1.3 - I QUANTI DI ENERGIA

Verso la fine dell'Ottocento vennero scoperti alcuni fenomeni, per i quali le leggi della fisica classica - cioè la fisica di Galileo e Newton - non erano in grado di fornire nessuna spiegazione e interpretazione. Il problema principale riguardava l'emissione di radiazioni da parte di un corpo nero. Secondo le leggi della fisica classica, l'intensità delle radiazioni sarebbe dovuta crescere sempre più rapidamente al diminuire della lunghezza d'onda, fino a generare la cosiddetta **catastrofe ultravioletta** (vedi chimica in pillole a pagina 19).

Nel 1900 il fisico tedesco Max Planck (1858-1947) propose la teoria quantistica, che interpretò perfettamente l'emissione del corpo nero, rivoluzionando il pensiero scientifico e i concetti basilari della fisica.

**La teoria quantistica postula che nei processi fisici l'energia non può essere trasferita in modo continuo, cioè in quantità piccole e piaciute, ma in quantità ben definite, dette quanti.**

Il concetto di **quanti di energia** non è semplice e immediato. Facciamo un esempio esplicativo. Per salire un gradino alto 10 cm dobbiamo sollevare il piede di un'altezza per lo meno pari all'altezza del gradino. Se non facciamo questo lavoro, se non consumiamo questa energia, non saliremo mai. Possiamo provare anche mille volte di seguito a sollevare il piede di 9 cm, ma non riusciremo a salire. La minima quantità di energia che corrisponde all'altezza del gradino, è ciò che possiamo chiamare quanto di energia (figura 1.9).

**Figura 1.9** In molti casi le variazioni di energia avvengono solo in apparenza in modo continuo. In realtà, quando vogliamo superare un dislivello, per esempio salire in cima a una piramide, le variazioni di energia avvengono attraverso tanti piccoli passaggi in modo discontinuo, perché ogni «quanto di energia» permette di superare un singolo «gradino» alla volta.

**8/12**