

Chimica

Marco Militello

# Indice

|          |  |           |
|----------|--|-----------|
| <b>1</b> | <b>Introduzione alla chimica e proprietà della materia</b>       | <b>3</b>  |
| 1.1      | Stati aggregazione della materia . . . . .                       | 3         |
| 1.2      | Proprietà della materia . . . . .                                | 3         |
| 1.3      | Composizione della materia . . . . .                             | 3         |
| 1.4      | Teoria atomica di Dalton . . . . .                               | 4         |
| 1.5      | Scoperta delle particelle sub-atomiche: raggi catodici . . . . . | 4         |
| 1.6      | Simbolo atomico, numero atomico e numero di massa . . . . .      | 6         |
| 1.7      | Isotopi . . . . .  | 6         |
| 1.8      | Teoria atomica moderna . . . . .                                 | 6         |
| 1.9      | Tecniche di separazione fondamentali . . . . .                   | 6         |
| 1.10     | Atomi e molecole . . . . .                                       | 7         |
| <b>2</b> | <b>Stechiometria</b>   | <b>8</b>  |
| 2.1      | Formule chimiche . . . . .                                       | 8         |
| 2.2      | Studio delle relazioni di massa in chimica . . . . .             | 8         |
| 2.3      | Mole . . . . .   | 8         |
| 2.4      | Massa molare . . . . .   | 9         |
| 2.5      | Percentuale in massa della formula chimica . . . . .             | 9         |
| 2.6      | Formule empiriche . . . . .                                      | 9         |
| 2.7      | Formula molecolare . . . . .                                     | 9         |
| 2.8      | Equazioni chimiche . . . . .                                     | 9         |
| 2.9      | Bilanciare un'equazione chimica . . . . .                        | 9         |
| 2.10     | Calcoli stechiometrici . . . . .                                 | 10        |
| 2.11     | Reazioni in sequenza . . . . .                                   | 10        |
| 2.12     | Reagenti limitanti . . . . .                                     | 10        |
| 2.13     | Resa . . . . .   | 10        |
| 2.14     | Percentuale in massa dalla formula chimica . . . . .             | 10        |
| 2.15     | Formule empiriche e molecolari . . . . .                         | 10        |
| 2.16     | Determinare la formula molecolare . . . . .                      | 11        |
| 2.17     | Equazioni chimiche . . . . .                                     | 11        |
| 2.18     | Reazioni in sequenza . . . . .                                   | 11        |
| <b>3</b> | <b>Struttura elettronica degli atomi</b>                         | <b>12</b> |
| 3.1      | Debolezze modello planetario atomo . . . . .                     | 12        |
| 3.2      | Luce . . . . .   | 12        |
| 3.3      | Radiazione di corpo nero e quantizzazione dell'energia . . . . . | 12        |
| 3.4      | Quantizzazione dell'energia . . . . .                            | 13        |
| 3.5      | Effetto fotoelettrico e fotoni . . . . .                         | 13        |
| 3.6      | Spettro a righe dell'idrogeno . . . . .                          | 13        |
| 3.7      | Dualismo onda particella di materia e energia . . . . .          | 14        |
| 3.8      | Principio di indeterminazione di Heisenberg . . . . .            | 14        |
| 3.9      | Il modello quantomeccanico dell'atomo . . . . .                  | 14        |

|          |   |           |
|----------|---|-----------|
| 3.10     | Numeri quantici e orbitali . . . . .                                      | 14        |
| 3.11     | Livelli energetici dell'atomo di idrogeno . . . . .                       | 15        |
| 3.12     | Numeri quantici e il principio di esclusione di Pauli . . . . .           | 15        |
| 3.13     | Schermatura ed energia degli orbitali . . . . .                           | 15        |
| 3.14     | Penetrazione ed energia dei sottolivelli . . . . .                        | 15        |
| 3.15     | Separazione dei livelli in sottolivelli . . . . .                         | 16        |
| 3.16     | Configurazione elettronica e diagrammi degli orbitali . . . . .           | 16        |
| 3.17     | Configurazioni elettroniche entro i gruppi . . . . .                      | 16        |
| 3.18     | Classificazione degli elettroni . . . . .                                 | 16        |
| 3.19     | Carica nucleare efficace . . . . .  | 17        |
| 3.20     | Raggio metallico e raggio covalente . . . . .                             | 17        |
| 3.21     | Tendenze nei raggi atomici . . . . .                                      | 17        |
| 3.22     | Tendenze dell'energia di ionizzazione . . . . .                           | 17        |
| 3.23     | Tendenze nell'affinità elettronica . . . . .                              | 17        |
| <b>4</b> | <b>Legami chimici</b>   | <b>18</b> |
| 4.1      | Proprietà sostanze elementari: metalli, non-metalli, metalloidi . . . . . | 18        |
| 4.2      | Configurazioni elettroniche degli atomi monoatomici . . . . .             | 18        |
| 4.3      | Raggio atomico e raggio ionico . . . . .                                  | 18        |
| 4.4      | Tipi di legame chimico . . . . .  | 18        |
| 4.5      | Simboli di Lewis . . . . .  | 19        |
| 4.6      | Modello del legame ionico . . . . .                                       | 19        |
| 4.7      | Energia reticolare . . . . .  | 19        |
| 4.8      | Proprietà dei composti ionici . . . . .                                   | 19        |
| 4.9      | Coppie di legame e coppie solitarie . . . . .                             | 20        |
| 4.10     | Proprietà del legame covalente . . . . .                                  | 20        |
| 4.11     | Tendenze di ordien, energia e lunghezza di legame . . . . .               | 20        |
| 4.12     | Elettronegatività e polarità di legame . . . . .                          | 20        |
| 4.13     | Tendenze all'elettronegatività . . . . .                                  | 20        |
| 4.14     | Rappresentazione dei legami polari . . . . .                              | 20        |
| 4.15     | Legame metallico . . . . .  | 21        |

# Capitolo 1

## Introduzione alla chimica e proprietà della materia

La chimica è lo studio della materia, delle sue proprietà, delle trasformazioni subite dalla materia e dell'energia associata a queste trasformazioni

**Materia** Tutto ciò che ha una massa e un volume

**Composizione** I tipi e le quantità di sostanze più semplici che costituiscono la materia

**Proprietà** Le caratteristiche che conferiscono a ciascuna sostanza la sua identità esclusiva

### 1.1 Stati aggregazione della materia

- Un *solido* ha forma e volumi fissi. I solidi possono essere duri, teneri, rigidi o flessibili
- Un *liquido* si adatta alla forma del recipiente, ma un volume fisso. Un liquido forma una superficie
- Un *gas* si adatta alla forma del recipiente e lo riempie completamente, perciò non forma una superficie

### 1.2 Proprietà della materia

#### Proprietà fisiche

Le proprietà che una sostanza presenta di per sé senza trasformarsi in, o interagire con, un'altra sostanza

- colore, temperatura di fusione, densità

#### Proprietà chimiche

Le proprietà che una sostanza presenta quando si trasforma in, o interagisce con, un'altra sostanza

- infiammabilità, corrosività

### 1.3 Composizione della materia

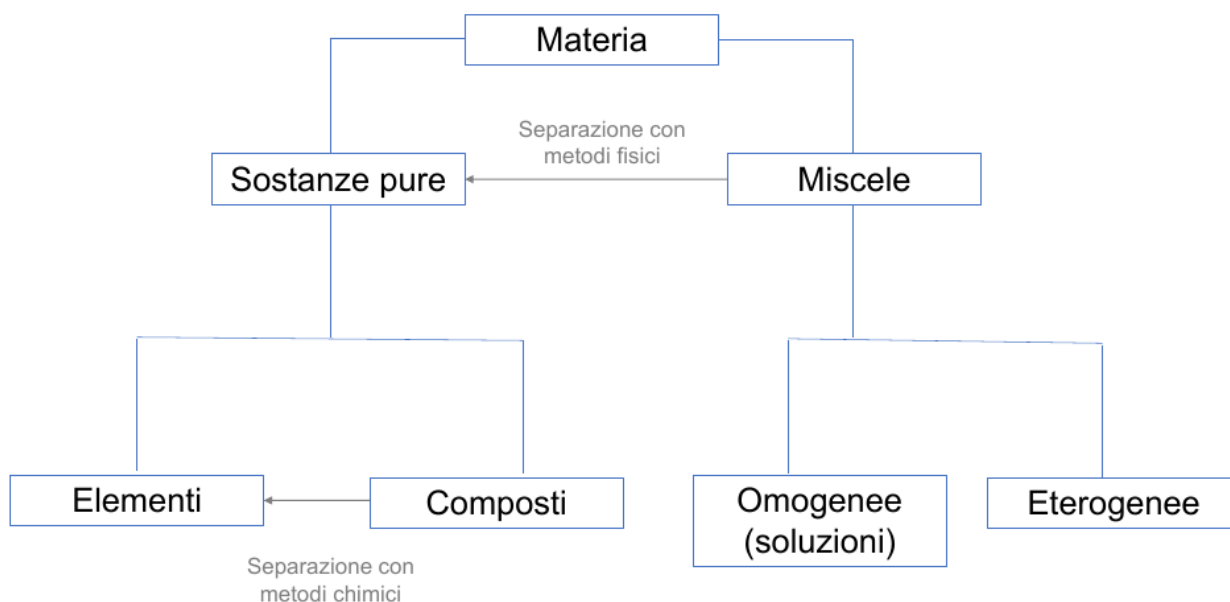
#### Sostanze pure

Una sostanza che ha proprietà e composizione proprie, che non dipendono dal campione

Le sostanze pure possono essere sostanze elementari (*elementi*) o *composti*. I composti possono essere trasformati in sostanze elementari tramite trasformazioni chimiche

## Miscela

Una sostanza che ha una composizione variabile, le cui proprietà dipendono dal campione analizzato  
Le miscele possono essere separate nelle sostanze costituenti mediante metodi fisici



## 1.4 Teoria atomica di Dalton

1. Tutta la materia è costituita da atomi, piccole particelle indivisibili di un elemento che non possono essere né create, né distrutte
2. Gli atomi di un elemento non possono essere convertiti in atomi di un altro elemento
3. Gli atomi di un elemento sono identici nella massa e nelle altre proprietà e sono diversi dagli atomi di qualsiasi altro elemento
4. I composti sono formati dalla combinazione di uno specifico rapporto di atomi differenti

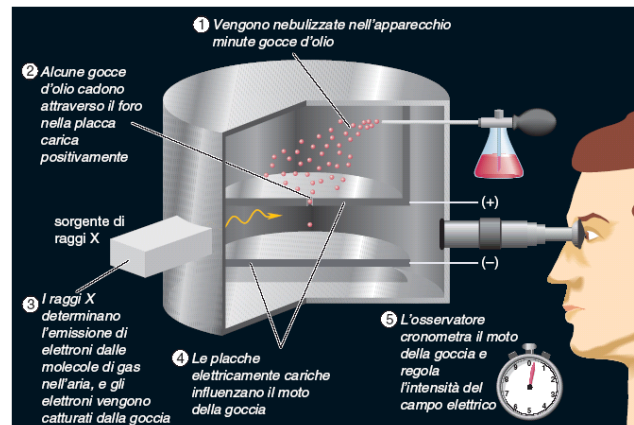
La teoria di Dalton spiega le leggi delle combinazioni chimiche

- Legge della composizione definita  
Indipendentemente dalla sua fonte, un particolare composto chimico è costituito dagli stessi elementi negli stessi rapporti in massa
- Legge della conservazione della massa  
In base al postulato 3 della legge di Dalton gli atomi, e quindi la loro massa, vengono conservati nelle reazioni chimiche

## 1.5 Scoperta delle particelle sub-atomiche: raggi catodici

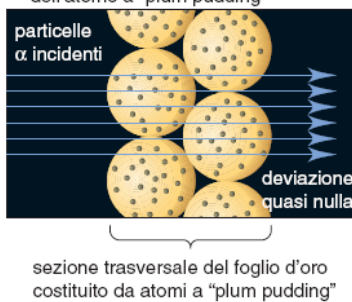
- Il raggio devia in presenza di un campo elettrico o magnetico  $\Rightarrow$  Consiste in particelle cariche di cui si determina il rapporto carica/massa
- In presenza di un campo elettrico esterno il raggio devia verso la carica positiva  $\Rightarrow$  Consiste in particelle negative
- Il raggio è identico per ogni catodo  $\Rightarrow$  Le particelle fanno parte di tutta la materia

## Esperimento di Millikan

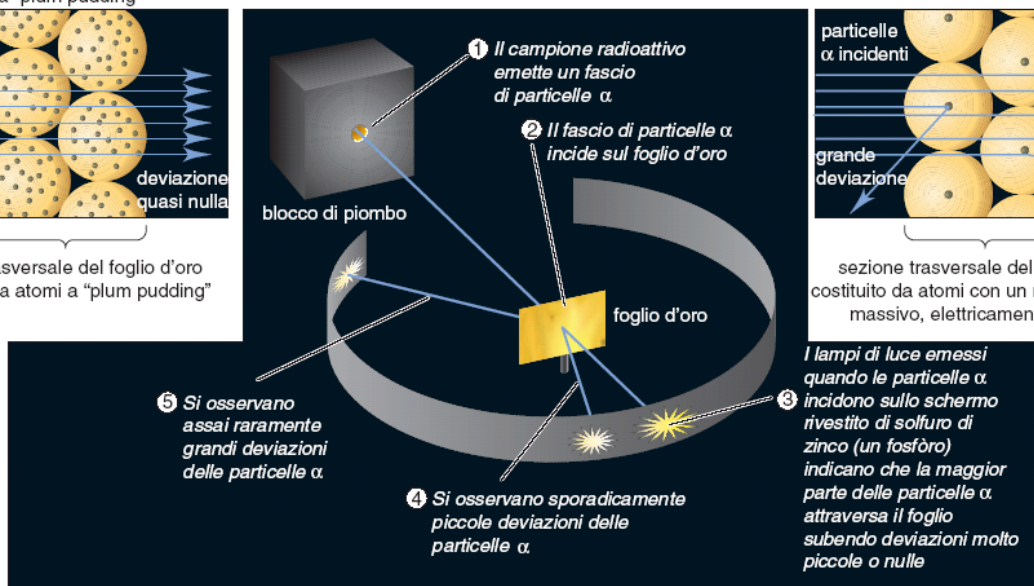


$$\text{massa elettrone} = \left( \frac{\text{massa}}{\text{carica}} \right) \text{carica} = 9.109 \times 10^{-28} g$$

**A Ipotesi:** il risultato atteso sulla base del modello dell'atomo a "plum pudding"



**B Esperimento**



**C Risultato reale**

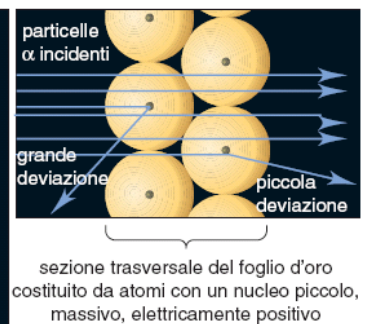
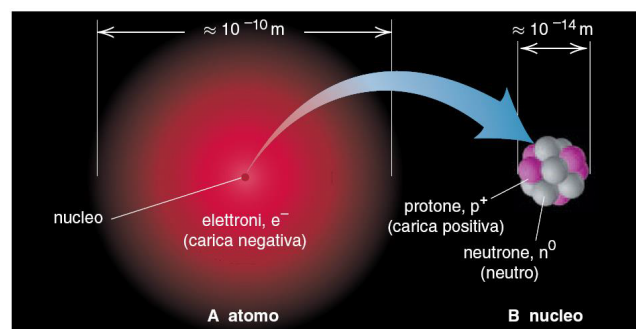


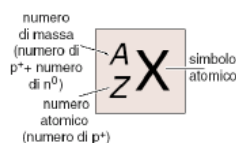
Figura 1.1:



A. Una nuvola di elettroni carichi negativamente, in modo rapido, occupa pressoché tutto il volume atomico e circonda il minuscolo nucleo centrale

- B. Il nucleo contiene pressochè tutta la massa dell'atomo ed è costituito da protoni carichi positivamente e neutroni elettricamente neutri

## 1.6 Simbolo atomico, numero atomico e numero di massa



|   |   |
|---|---|
| X | simbolo atomico dell'elemento                 |
| Z | numero atomico (numero di protoni nel nucleo) |
| A | numero di massa                               |

$$A = Z + N$$

## 1.7 Isotopi

Gli isotopi sono atomi di un elemento con lo stesso numero di protoni, ma con diverso numero di neutroni; gli isotopi hanno lo stesso numero atomico, ma diverso numero di massa

## 1.8 Teoria atomica moderna

1. Tutta la materia è costituita da atomi. L'atomo è la particella più piccola che identifica univocamente un elemento
2. Gli atomi di un elemento non possono trasformarsi negli atomi di un altro elemento in una trasformazione chimica. Elementi possono convertirsi in altri elementi solo in una reazione nucleare
3. Tutti gli atomi di un elemento hanno lo stesso numero di protoni e elettroni che determina il comportamento chimico dell'elemento. Gli isotopi di un elemento differiscono nel numero di neutroni, dunque nel numero di massa. Un campione di elemento viene considerato come se tutti i suoi atomi avessero una massa media
4. i composti sono formati dalla combinazione chimica di due o più elementi in rapporti specifici

## 1.9 Tecniche di separazione fondamentali

**Filtrazione:** separa i componenti di una miscela sulla base di differenze tra le dimensioni delle particelle. La filtrazione viene usata spesso per separare un solido da un liquido

**Cristallizzazione:** la separazione è basata sulle differenze di solubilità dei componenti di una miscela

**Distillazione:** separa i componenti sulla base di differenze di volubilità

**Estrazione:** la separazione è basata sulle differenze di solubilità in diversi solventi

**Cromatografia:** la separazione è basata sulle differenze di solubilità in una fase stazionaria

## 1.10 Atomi e molecole

Una molecola è un'unità strutturale indipendente costituita da uno o più atomi, tenuto insieme da legami chimici (legami covalenti). Una molecola è la più piccola particella di una sostanza che ne mantenga la composizione e le proprietà chimiche. Le molecole sono le unità fondamentali dei composti molecolari



## Capitolo 2

# Stechiometria

### 2.1 Formule chimiche

In una formula chimica, i simboli degli elementi e i pedici numerici indicano la specie e il numero di ciascun atomo presente nella più piccola unità della sostanza. Esistono più tipi di formule chimiche di una composto

**Formula empirica:** mostra il numero relativo di atomi in ciascun elemento nel composto. È il tipo più semplice di formula chimica

**Formula molecolare:** mostra il numero reale di atomi di ciascun elemento in una molecola di composto

**Formula di struttura:** mostra il numero di atomi e i legami tra di essi, cioè le posizioni reciproche e le connessioni degli atomi nella molecola

**Ione:** un singolo atomo (ione monoatomico) o un gruppo di atomi (ione poliatomico) legati mediante legami covalenti che ha una carica netta

**Catione:** ione di carica positiva ( $\# \text{ protoni} > \# \text{ elettroni}$ )

**Anione:** ione di carica negativa ( $\# \text{ elettroni} > \# \text{ protoni}$ )

I composti ionici sono costituiti da ioni, che sono l'unità fondamentale

### 2.2 Studio delle relazioni di massa in chimica

Masse atomiche: le masse relative gli atomi dei diversi elementi si esprimono secondo le loro masse atomiche

$$u = \frac{1}{12}m(^{12}\text{C})$$

Nella tavola periodica è riportata la massa atomica media pesata per l'abbondanza isotopica

Massa molecolare: la massa molecolare si ottiene sommando le masse atomiche secondo la formula chimica

Per i composti ionici si parla di massa formula perchè i composti ionici non sono costituiti da molecole

### 2.3 Mole

Le trasformazioni chimiche avvengono in seguito a reazioni tra atomi, molecole o ioni; è quindi fondamentale conoscere il numero di atomi presenti nella massa di sostanza sottoposta a reazione.

La **mole** (mol) è la quantità di sostanza che contiene tante entità elementari quante sono gli atomi in 12g di  $^{12}\text{C}$ ; il termine entità si riferisce ad atomi, ioni, molecole, unità di formula, elettroni - ogni tipo di particelle

Una mole contiene  $6.022 \times 10^{23}$  entità; si chiama numero di Avogadro e si indica con  $N_A$

## 2.4 Massa molare

La massa molare  $M$  di una sostanza è numericamente uguale alla massa di una mole di sue entità espressa in grammi; per gli elementi monoatomici, la massa molare, espressa in grammi per mole, è numericamente uguale alla massa atomica, espressa in unità di massa atomica. La massa atomica si legge sulla tavola periodica

Per gli elementi molari e per i composti, è necessario conoscere la formula per determinare la massa molare  $m$ : massa(g)     $n$ : numero di moli (mol)     $M$ : massa molare ( $\frac{g}{mol}$ )     $N_A$ : numero di Avogadro  
 $N$ : numero di entità

$$n = \frac{m}{M} \quad m = nM$$
$$n = \frac{N}{N_A} \quad N = nN_A$$

|                 |  |
|-----------------|--|
| Per un elemento | Massa elemento $\xrightarrow{M}$ Quantità di massa $\xrightarrow{\text{numero di Avogadro}}$ atomi elementi          |
| Per un composto | Massa composto $\xrightarrow{M}$ Quantità di composto $\xrightarrow{\text{numero di Avogadro}}$ Molecole di composto |

## 2.5 Percentuale in massa della formula chimica

$$\%A = \frac{m_A}{m_{totale}} \times 100$$

La percentuale in massa può anche essere utilizzata per calcolare la massa di un particolare elemento in una data massa di composto

## 2.6 Formule empiriche

La formula empirica è la formula più semplice di un composto che sia in accordo con le analisi elementari. Mostra i numeri di moli interi più piccoli e dà il numero di atomi relativo di ogni elemento

## 2.7 Formula molecolare

La formula molecolare mostra il numero reale di atomi di ciascun elemento in una molecola di composto. La formula molecolare è un multiplo secondo un numero intero della formula empirica

## 2.8 Equazioni chimiche

Un'equazione chimica è un enunciato in formula che esprime le identità e quantità delle sostanze che partecipano a una trasformazione chimica o fisica

Una freccia indica la trasformazione dei reagenti nei prodotti; i reagenti si scrivono a sinistra, mentre i prodotti a destra

L'equazione deve essere bilanciata: lo stesso numero e tipo di atomi deve comparire nei due membri dell'equazione

## 2.9 Bilanciare un'equazione chimica

- traduzione dell'enunciato
- bilanciare gli atomi usando i coefficienti stechiometrici: le formule non possono essere modificate

- correggere i coefficienti se necessario
- verificare che l'equazione sia bilanciata
- specificare lo stato fisico

## 2.10 Calcoli stechiometrici

I coefficienti in un'equazione chimica bilanciata rappresentano i numeri relativi di particelle di reagenti e prodotti e i relativi numeri di moli. Poichè le moli sono correlate alla massa, l'equazione può essere utilizzata per calcolare masse di reagenti e/o prodotti coinvolti in una data reazione; i rapporti molari derivanti dall'equazione bilanciata rappresentano i fattori di conversione

## 2.11 Reazioni in sequenza

Le reazioni avvengono spesso in sequenza: il prodotto di una reazione diventa il reagente della successiva; la reazione complessiva è la somma delle varie reazioni. Ogni sostanza che si forma in una reazione ed è utilizzata in quella successiva può essere eliminata

## 2.12 Reagenti limitanti

Un reagente può limitare la quantità di prodotto che si formere. Il reagente limitante sarà completamente consumato nella reazione, mentre parte del reagente che non è limitante (eccesso) rimarrà inalterata alla fine della reazione

## 2.13 Resa

**Resa teorica:** quantità di prodotto calcolata utilizzando i rapporti molari dell'equazione bilanciata

**Resa effettiva:** quantità di prodotto ottenuta nella realtà

$$\text{Resa percentuale} = \frac{\text{resa effettiva}}{\text{resa teorica}} \times 100$$

## 2.14 Percentuale in massa dalla formula chimica

$$\%A = \frac{m_A}{m_{tot}} \times 100$$

La percentuale in massa può anche essere utilizzata per calcolare la massa di un particolare elemento in una data massa di composto

## 2.15 Formule empiriche e molecolari

La formula empirica è la formula più semplice di un composto che sia in accordo con le analisi elementari. Mostra i numeri di moli interi più piccoli e dà il numero di atomi relativo di ogni elemento

**Esempio.** *La formula empirica del perossido di idrogeno è HO*

La formula molecolare mostra il numero reale di atomi di ciascun elemento in una molecola di composto

**Esempio.** *La formula molecolare del perossido di idrogeno è H<sub>2</sub>O<sub>2</sub>*

## 2.16 Determinare la formula molecolare

La formula molecolare mostra il numero reale di atomi di ciascun elemento in 1 mole di composto. La formula molecolare è un multiplo intero della formula empirica

$$\frac{\text{massa molecolare (g/mol)}}{\text{massa della formula empirica (g/mol)}} = \text{multiplo intero}$$

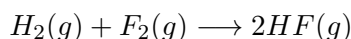
Si possono avere diversi composti che hanno la stessa formula molecolare, ma con proprietà

**Esempio.** *Etanolo e Dimetiletere*

## 2.17 Equazioni chimiche

Un'equazione chimica è un enunciato in formule che esprime le identità e le quantità delle sostanze che partecipano a una trasformazione chimica o fisica

**Esempio.**



Una freccia indica la trasformazione dei reagenti nei prodotti; i reagenti si scrivono a sinistra, i prodotti si scrivono a destra

L'equazione deve essere bilanciata: lo stesso numero e tipo di atomi deve comparire nei due membri dell'equazione

Per bilanciare un'equazione chimica bisogna seguire i seguenti passaggi

1. traduzione dell'enunciato
2. bilanciare gli atomi usando i coefficienti stechiometrici: le formule non possono essere modificate
3. correggere i coefficienti se necessario
4. verificare che l'equazione sia bilanciata
5. specificare lo stato fisico: solido (s), liquido puro (l), sostanza gassosa (g), ione o molecola in soluzione acquosa (aq)

I coefficienti in un'equazione chimica bilanciata rappresentano i numeri relativi di particelle di reagenti e prodotti e i relativi numeri di moli; poiché le moli sono correlate alla massa, l'equazione può essere utilizzata per calcolare masse di reagenti e/o prodotti coinvolti in una data reazione. I rapporti molari derivanti dall'equazione bilanciata rappresentano i fattori di conversione

## 2.18 Reazioni in sequenza

Le reazioni avvengono spesso in sequenza: il prodotto di una reazione diventa il reagente della successiva. la reazione complessiva (reazione netta) è la somma delle varie reazioni. Ogni sostanza che si forma in una reazione ed è utilizzata in quella successiva può essere eliminata

## Capitolo 3

# Struttura elettronica degli atomi

Gli atomi sono costituiti da nuclei estremamente piccoli come sede della quasi totalità della massa dell'atomo e di tutte le cariche positive; gli elettroni nel loro moto intorno al nucleo contribuiscono a dare volume all'atomo

### 3.1 Debolezze modello planetario atomo

Un nucleo e un elettrone si attraggono reciprocamente e quindi, affinché rimangano separati, l'energia cinetica degli elettroni deve bilanciare l'energia potenziale di attrazione nucleo-elettrone. Le leggi della fisica classica avevano stabilito che una particella negativa in moto in una traiettoria curva attorno ad una particella positiva doveva emettere radiazione e quindi perdere energia: quindi l'elettrone dovrebbe cadere sul nucleo con una traiettoria a spirale. Inoltre con questo modello non è possibile trattare gli atomi multi-elettronici (repulsione elettronica) e la formazione reversibile di legami chimici tra atomi. Per spiegare il comportamento degli elettroni nell'atomo dobbiamo abbandonare i concetti della fisica classica e introdurre i concetti della fisica quantistica. La comprensione del comportamento degli elettroni dell'atomo è derivata dall'analisi della luce emessa o assorbita dalle sostanze

### 3.2 Luce

La luce visibile è un tipo di radiazione elettromagnetica, detta anche energia radiante. Le proprietà ondulatorie delle radiazioni elettromagnetiche sono descritte da tre variabili

- frequenza ( $\nu$ ): cicli al secondo
- lunghezza d'onda ( $\lambda$ ): distanza percorsa dall'onda in un ciclo
- ampiezza: l'altezza di massimo e la profondità di un minimo

La velocità della radiazione elettromagnetica è una costante

$$c = \nu\lambda = 3.00 \times 10^8 \frac{m}{s}$$

Fenomeno importante che riguarda le onde è la formazione di figure di interferenza

### 3.3 Radiazione di corpo nero e quantizzazione dell'energia

Un corpo solido emette luce visibile quando viene riscaldato a circa 1000 K. Questa radiazione è chiamata radiazione di corpo nero.

Il colore e l'intensità della luce variano al variare della temperatura. Il colore è correlato alla lunghezza d'onda e alla frequenza, mentre la temperatura è correlata all'energia. L'energia è perciò correlata alla lunghezza d'onda e alla frequenza:

$$E = nh\nu$$

dove  $n$  è un numero positivo e  $h$  è la costante di Planck che vale  $6.626 \times 10^{-34} Js$

### 3.4 Quantizzazione dell'energia

Ogni oggetto (inclusi gli atomi) può emettere o assorbire determinate quantità di energia. L'energia è quantizzata: esiste solo in quantità fisse invece di essere continua. Ogni quantità fissa di energia è detta quanto. Un atomo può cambiare il suo stato energetico solo mediante l'assorbimento o l'emissione di quanti di energia

$$\Delta E = nh\nu$$

con  $h\nu$  energia di quanto

Noi non ci accorgiamo che l'energia è quantizzata perchè la costante di Planck è molto piccola e quindi la quantizzazione dell'energia non impatta il mondo macroscopico, ma diventa rilevante a livello atomico

### 3.5 Effetto fotoelettrico e fotoni

La luce incidente che impatta su una superficie metallica causa l'emissione di elettroni. Una frequenza minima della luce, diversa per ogni metallo è necessaria per avere emissione di elettroni. Per spiegare l'effetto fotoelettrico, Einstein assunse che la radiazione elettromagnetica si comportasse come un fascio di pacchetti di energia, che chiamò fotoni.

$$E = h\nu \quad \text{energia fotone}$$

Gli elettroni vengono emessi dal metallo solo se i fotoni hanno energia ( e quindi frequenza) sufficiente a vincere le forze attrattive che tengono l'elettrone al metallo

### 3.6 Spettro a righe dell'idrogeno

Analisi spettrale di una radiazione policromatica (contenente diverse lunghezze d'onda)

#### Tre serie di righe spettrali per l'atomo di idrogeno

Equazione di Rydberg

$$\frac{1}{\lambda} = R_H \left( \frac{1}{n_1^2} - \frac{1}{n_2^2} \right)$$

con  $R_H$  costante di Rydberg che vale  $1.096776 \times 10^7 m^{-1}$ ; per la serie visibile  $n_1 = 2$  e  $n_2 = 3, 4, 5, \dots$

#### Modello di Bohr atomo di idrogeno

Il modello atomico di Bohr è basato su 3 postulati:

1. L'atomo di idrogeno ha soltanto certi livelli energetici permessi (stati stazionari) a ognuno dei quali è associata un'orbita circolare fissa dell'elettrone attorno al nucleo
2. L'atomo non irraggia energia mentre è in uno dei suoi stati stazionari
3. L'atomo compie una transizione in un altro stato stazionario soltanto assorbendo o emettendo un fotone la cui energia è uguale alla differenza di energia dei due stati ( $\Delta E = h\nu$ )

Quando l'elettrone dell'atomo di idrogeno H si trova nella prima orbita, l'atomo è nello stato fondamentale, il livello energetico più basso. Quando l'elettrone è in una qualsiasi orbita con  $n > 1$  l'atomo è in uno stato eccitato

### 3.7 Dualismo onda particella di materia e energia

Materia ed energia sono forme alternative della stessa entità

$$E = mc^2$$

Tutta la materia mostra proprietà sia delle particelle che delle onde. Gli elettroni si muovono di moto ondulatorio e possono avere soltanto certi valori permessi di frequenze ed energie. Anche la materia ha natura ondulatoria, e la lunghezza d'onda di de Broglie per una qualsiasi particella è data da

$$\lambda = \frac{h}{mu}$$

con m massa e u velocità

### 3.8 Principio di indeterminazione di Heisenberg

Non è possibile conoscere simultaneamente posizione esatta e quantità di moto esatta di una particella

$$\Delta x \cdot m\Delta u \geq \frac{h}{4\pi}$$

Maggiore è l'accuratezza con cui conosciamo la velocità, minore è l'accuratezza con cui conosciamo la posizione e viceversa

### 3.9 Il modello quantomeccanico dell'atomo

La materia-onda associata all'elettrone si muove nello spazio attorno al nucleo da cui è continuamente influenzata. L'elettrone è descritto da una funzione d'onda. L'equazione d'onda di Schrodinger ci permette di calcolare i livelli energetici permessi per gli elettroni in un atomo. Il quadrato della funzione d'onda dà la densità di probabilità, una misura della probabilità di trovare un elettrone con una particolare energia in una particolare regione dell'atomo

### 3.10 Numeri quantici e orbitali

La soluzione dell'equazione di Schrodinger per l'atomo di idrogeno dà luogo a un set di funzioni d'onda chiamate orbitali. Un orbitale atomico è specificato da 3 numeri quantici

- Il numero quantico principale (n) è un intero positivo. Il valore di n indica la dimensione relativa dell'orbitale e, conseguentemente, la sua distanza relativa dal nucleo
- Il numero quantico del momento angolare (l) è un numero intero compreso tra 0 e (n-1). Il valore di l indica la forma dell'orbitale
- Il numero quantico magnetico ( $m_l$ ) è un numero intero compreso tra -l e +l. Il valore di m indica l'orientazione dell'orbitale

#### Numeri quantici per gli orbitali atomici

| valore di l                              | 0 | 1 | 2 | 3 |
|--|---|---|---|---|
| lettera usata per rappresentare orbitale | s | p | d | f |

Le lettere usate per rappresentare gli orbitali derivano dalle caratteristiche delle linee spettrali

- s: sharp
- p: principal
- d: diffuse
- f: fundamental

## Gli orbitali 1s, 2s e 3s

Per ogni orbitale ns il numero di picchi è uguale a n, dove l'intensità dei picchi aumenta allontanandosi dal nucleo. Per ogni orbitale ns il numero di n è uguale a n-1. All'aumentare di n la densità elettronica diventa più diffusa: vi è una maggiore probabilità di trovare l'elettrone più lontano dal nucleo

### 3.11 Livelli energetici dell'atomo di idrogeno

Per l'atomo di idrogeno l'energia degli orbitali dipende solo dal numero quantico principale n. L'energia ha la stessa espressione dedotta dall'analisi degli spettri dell'atomo di idrogeno

| nome             | simbolo | valori permessi                 | proprietà                                     |
|------------------|---------|---------------------------------|---|
| principale       | n       | interi positivi (1,2,3,...)     | energia (dimensione) dell'orbitale            |
| momento angolare | l       | interi da 0 a n-1               | Forma dell'orbitale                           |
| magnetico        | $m_l$   | interi da -l a +l               | orientazione dell'orbitale                    |
| spin             | $m_s$   | $+\frac{1}{2}$ o $-\frac{1}{2}$ | direzione orientata dello spin dell'elettrone |

### 3.12 Numeri quantici e il principio di esclusione di Pauli

Ogni elettrone in un atomo è descritto da un insieme di 4 numeri quantici. I primi 3 numeri quantici descrivono l'orbitale, il quarto lo spin dell'elettrone

Principio di esclusione di Pauli: in un atomo non possono esistere 2 elettroni aventi lo stesso insieme di numeri quantici. Un orbitale può contenere al massimo due elettroni e questi devono avere spin antiparallelo

### Fattori che influenzano l'energia degli orbitali atomici

Le energie degli orbitali sono influenzate da

- carica nucleare Z
- schermatura da parte degli altri elettroni
- forma dell'orbitale (influenza energia dei sottolivelli)

Una carica nucleare maggiore aumenta l'interazione nucleo-elettrone e abbassa l'energia di un sottolivello. La schermatura da parte degli elettroni riduce la carica nucleare a una carica nucleare effettiva  $Z_{eff}$  (carica nucleare a cui l'elettrone è effettivamente soggetto)

### 3.13 Schermatura ed energia degli orbitali

Gli elettroni nello stesso livello di schermo si schermano reciprocamente. Gli elettroni in orbitali interni schermano gli elettroni esterni più efficacemente. Maggiore è la distanza dal nucleo di un elettrone, minore è la  $Z_{eff}$  per quell'elettrone

### 3.14 Penetrazione ed energia dei sottolivelli

La forma dell'orbitale fa sì che gli elettroni in alcuni orbitali "penetrino" più vicino al nucleo. La penetrazione aumenta l'attrazione nucleare e diminuisce la schermatura. Il sottolivello 2s è più stabile del 2p perché penetra più vicino al nucleo



### 3.15 Separazione dei livelli in sottolivelli

Ogni livello energetico è separato in sottolivelli di diversa energia. La separazione è causata dall'effetto della penetrazione e della schermatura. Per un dato valore di  $n$ , minore è il valore di  $l$ , più bassa è l'energia dei sottolivelli:

$$s < p < d < f$$

Le energie relative dei sottolivelli aumentano all'aumentare del numero quantico principale  $n$  ( $1 < 2 < 3, \dots$ ) e all'aumentare del momento angolare  $l$  ( $s < p < d < f$ ). All'aumentare di  $n$ , le energie dei sottolivelli di avvicinano.

### 3.16 Configurazione elettronica e diagrammi degli orbitali

La configurazione elettronica si descrive con una notazione abbreviata

$$n_l^\#$$

con  $\#$  numero di elettroni del sottolivello e con  $l = s, p, d, f$

Nei diagrammi degli orbitali si usa una casella, un cerchio, una linea per ogni orbitale nel livello energetico. Una freccia rappresenta l'elettrone e il suo spin

#### Costruzione dei diagrammi degli orbitali

Si applica il principio di aufbau, ponendo gli elettroni nel più basso sottolivello energetico disponibile. Per il principio di esclusione di Pauli ogni orbitale può contenere al massimo 2 elettroni con spin antiparallelo

**Regola di Hund:** quando sono disponibili orbitali della stessa energia, la configurazione elettronica di energia più bassa ha il numero massimo di elettroni spaiati con spin paralleli

#### Diagrammi parziali degli orbitali e configurazioni condensate

Un diagramma parziale degli orbitali mostra solo il sottolivello pieno di energia maggiore

Nella configurazione elettronica condensata la configurazione elettronica del gas nobile precedente è rappresentata con il simbolo del suo elemento tra le parentesi quadre ed è seguita dalla configurazione elettronica del livello energetico riempito

### 3.17 Configurazioni elettroniche entro i gruppi

Gli elementi nello stesso gruppo del sistema periodico hanno la stessa configurazione elettronica esterna. Gli elementi nello stesso gruppo del sistema periodico hanno simile comportamento chimico. Configurazioni elettroniche simili sono correlate con comportamenti chimici simili

### 3.18 Classificazione degli elettroni

- **Elettroni interni (elettroni di core):** sono quelli nel gas nobile precedente e in ogni serie di transizione completata. Riempiono tutti i livelli energetici inferiori di un atomo
- **Elettroni esterni:** sono quelli nel livello energetico più alto (valore di  $n$  più alto). Trascorrono la maggior parte del loro tempo alla massima distanza dal nucleo
- **Elettroni di valenza:** sono quelli che intervengono nella formazione dei composti. Negli elementi principali, gli elettroni di valenza sono gli elettroni esterni; negli elementi di transizione, nella formazione del legame intervengono spesso anche alcuni elettroni d interni,  $(n-1)d$ , che sono annoverati come elettroni di valenza

### 3.19 Carica nucleare efficace

$$Z_{eff} = Z - S \quad S = \text{costante di schermo}$$

### 3.20 Raggio metallico e raggio covalente

Conoscendo i raggi covalenti e le distanze tra i nuclei, si possono calcolare i raggi ignoti

### 3.21 Tendenze nei raggi atomici

Il raggio atomico aumenta all'aumentare del numero quantico principale  $n$ . Man mano che  $n$  aumenta, aumenta la probabilità che gli elettroni esterni siano a una maggiore distanza dal nucleo

Il raggio atomico diminuisce all'aumentare della carica nucleare effettiva  $Z_{eff}$ . Man mano che  $Z_{eff}$  aumenta, gli elettroni esterni sono attratti maggiormente dal nucleo.

Per gli elementi dei gruppi principali, il raggio aumenta lungo un gruppo del sistema periodico e diminuisce lungo un periodo

### 3.22 Tendenze dell'energia di ionizzazione

L'energia di ionizzazione ( $E_j$ ) è l'energia necessaria per la rimozione completa di 1 mole di elettroni da 1 mole di atomi o ioni allo stato gassoso. Gli atomi con bassa  $E_j$  tendono a formare cationi; gli atomi con alta  $E_j$  tendono a formare anioni (tranne i gas nobili). L'energia di ionizzazione diminuisce lungo un gruppo e aumenta lungo un periodo

### 3.23 Tendenze nell'affinità elettronica

L'affinità elettronica ( $E_{ea}$ ) è la variazione di energia che accompagna l'aggiunta di 1 mole di elettroni a 1 mole di atomi o di ioni gassosi. Atomi con bassa  $E_{ea}$  tendono a formare cationi; atomi con alta  $E_{ea}$  tendono a formare anioni

Le tendenze nell'affinità elettronica non sono così regolari come quelle nel raggio atomico o nell'energia di ionizzazione

- **Non metalli reattivi:** [Gruppo 6A(16) e 7A(17)] hanno  $E_j$  e  $E_{ea}$  negative (esotermiche). Questi elementi cedono elettroni con difficoltà, ma li attraggono fortemente. perciò, nei loro composti ionici, formano ioni negativi
- **Metalli reattivi:** hanno basse  $E_j$  e  $E_{ea}$  lievemente negative (esotermiche). Questi elementi cedono elettroni facilmente, perciò, nei loro composti, formano ioni positivi
- **Gas nobili:** hanno  $E_j$  molto alte e  $E_{ea}$  leggermente positive (endotermiche). Questi elementi tendono a non cedere e a non acquistare elettroni

## Capitolo 4

# Legami chimici

### 4.1 Proprietà sostanze elementari: metalli, non-metalli, metalloidi

- Non metalli: non sono buoni conduttori di calore ed elettricità; non sono duttili e malleabili. Possono essere solidi, liquidi o gassosi
- Metalli: solidi a temperatura ambiente (tranne  $H_g$ ); aspetto lucente; sono buoni conduttori di calore ed elettricità. Sono duttili e malleabili
- Semi-metalli (metalloidi): proprietà intermedie tra metalli e non metalli; sono semiconduttori; conducono elettricità se modificati con impurezze
- Gas nobili: sono inerti

### 4.2 Configurazioni elettroniche degli atomi monoatomici

Gli elementi all'estrema destra o all'estrema sinistra di un periodo acquistano o cedono elettroni per raggiungere un livello esterno pieno. Lo ione che si forma avrà la configurazione elettronica di un gas nobile con cui è isoelettronico

Gli elettroni con elettroni  $(n-1)d$  di valenza: gli elettroni che vengono ionizzati più facilmente sono gli elettroni con numero quantico maggiore ( $n$ ); a parità di  $n$  vengono ionizzati più facilmente gli elettroni con  $l$  maggiore (quindi gli elettroni  $np$  vengono ionizzati più facilmente degli elettroni  $ns$ ). Si ottiene una configurazione pseudonobile quando un atomo metallico perde tutti gli elettroni del suo livello più esterno

### 4.3 Raggio atomico e raggio ionico

I cationi sono più piccoli dell'atomo da cui derivano, mentre gli anioni sono più grandi. Il raggio ionico aumenta lungo un gruppo con l'aumentare di  $n$ . La dimensione di un catione diminuisce all'aumentare della carica. Una serie isoelettronica è una serie di ioni che hanno la stessa configurazione elettronica. All'interno della serie il raggio ionico diminuisce all'aumentare della carica nucleare

$$3- > 2- > 1- > 1+ > 2+ > 3+$$

### 4.4 Tipi di legame chimico

Un legame chimico si forma quando l'energia della disposizione dei nuclei e degli elettroni degli atomi legati è minore (più stabile) rispetto all'energia degli atomi separati

- Legame ionico: trasferimento di elettroni. Si osserva solitamente tra un metallo e un non metallo

- Legame covalente: condivisione di elettroni. Si osserva solitamente tra due non metalli
- Legame metallico: messa in comune di elettroni tra molti atomi. Si osserva tra atomi metallici

## 4.5 Simboli di Lewis

Per scrivere il simbolo di Lewis di un elemento dei gruppi principali:

1. notare il numero del gruppo A che dà il numero di elettroni di valenza
2. collocare un puntino sui 4 lati del simbolo dell'elemento
3. aggiungere puntini appaiandoli fino a che non sono stati tutti utilizzati

Per un metallo, il numero totale di puntini del simbolo di Lewis è il numero di elettroni che l'atomo perde per formare un catione. Per un non-metallo il numero di puntini spaiati è uguale al numero di elettroni che l'atomo acquista per formare un anione o il numero che condivide per formare legami covalenti

Regola dell'ottetto: quando gli atomi si legano, essi cedono, acquistano o condividono elettroni per raggiungere un livello esterno pieno con 8 ( 2 per H e  $L_i$ ) elettroni

## 4.6 Modello del legame ionico

Si forma un legame ionico quando un metallo trasferisce elettroni a un non metallo formando ioni che si uniscono in un composto solido. Il numero totale di elettroni persi dal metallo è uguale al numero di elettroni acquistati dal non metallo (il solido ionico è complessivamente neutro)

## 4.7 Energia reticolare

L'energia reticolare è l'energia necessaria a separare 1 mole di un solido ionico in ioni gassosi. L'energia reticolare è una misura della forza di un legame ionico

Legge di Coulomb

$$\text{Energia elettrostatica} \propto \frac{\text{carica A} \times \text{carica B}}{\text{distanza}}$$

$$\text{Energia elettrostatica} \propto \frac{\text{carica catione} \times \text{carica anione}}{\text{raggio catione} + \text{raggio anione}} \propto \Delta H_{reticolo}^o$$

L'energia reticolare è influenzata dal raggio ionico e dalla carica dello ione. L'energia reticolare diminuisce all'aumentare del raggio ionico. erciò l'energia reticolare diminuisce lungo un gruppo del sistema periodico; l'energia reticolare aumenta all'aumentare della carica dello ione

## 4.8 Proprietà dei composti ionici

I composti ionici sono

- duri
- rigidi
- fragili
- con alte temperature di fusione

I composti ionici allo stato solido non conducono elettricità. Nello stato solido gli ioni occupano posizioni fisse nel reticolo cristallino e non possono muoversi. I composti ionici conducono elettricità alla stato fuso o in soluzione. nello stato liquido o in soluzione gli ioni sono liberi di muoversi e trasportare la carica

## 4.9 Coppie di legame e coppie solitarie

Gli atomi condividono elettroni per raggiungere un livello elettronico esterno completo. Gli elettroni condivisi si chiamano coppia condivisa o coppia di legame. La coppia condivisa si rappresenta con due puntini o una linea. Una coppia di elettroni che si trova nel livello esterno ma non partecipa al legame si chiama coppia solitaria (coppia non condivisa o lone pair)

## 4.10 Proprietà del legame covalente

L'ordine di legame è il numero di coppie condivise da atomi legati. Un legame semplice è costituito da una coppia di elettroni condivisi e ha ordine di legame 1. l'energia di legame ( $E_i$ ) è l'energia necessaria per vincere l'attrazione tra i nuclei e gli elettroni condivisi. Più forte è il legame, maggiore è l'energia di legame. La lunghezza di legame è la distanza tra i nuclei degli elettroni legati

## 4.11 Tendenze di ordien, energia e lunghezza di legame

Per una data coppia di atomi, più elevato è l'ordine di legame, più corto è il legame e maggiore è l'energia di legame. Per una data coppia di atomi, un legame più corto è un legame più forte. La lunghezza di legame aumenta lungo un gruppo e diminuisce lungo un periodo. L'energia di legame segue l'andamento opposto

## 4.12 Elettronegatività e polarità di legame

Un legame covalente in cui la coppia di elettroni di legame non è ugualmente condivisa, ma è più vicina a un atomo che all'altro è un legame covalente polare. L'**elettronegatività** ( $\chi$ ) è la capacità relativa di un atomo di attrarre gli elettroni condivisi. La condivisione di elettroni sbilanciata fa sì che l'atomo più elettronegativo sia parzialmente negativo e l'atomo meno elettronegativo sia parzialmente positivo

I legami covalenti polari sono più comuni sia dei legami puramente ionici che di quelli puramente covalenti

| $\Delta\chi$ | carattere ionico        |
|--------------|-------------------------|
| $>1.7$       | in prevalenza ionico    |
| 0.4-1.7      | covalente polare        |
| $<0.4$       | in prevalenza covalente |
| 0            | covalente apolare       |

## 4.13 Tendenze all'elettronegatività

L'atomo più elettronegativo è il fluoro.

In generale l'elettronegatività diminuisce lungo un gruppo e aumenta lungo un periodo. I non metalli sono più elettronegativi dei metalli

## 4.14 Rappresentazione dei legami polari

La condivisione ineguale degli elettroni può essere rappresentata con una freccia polare orientata verso l'elemento più elettronegativo. Un legame polare può essere rappresentato con i simboli  $\delta+$  e  $\delta-$  che indicano una carica parziale

## 4.15 Legame metallico

Il modello del legame metallico del mare di elettroni propone che

- tutti gli atomi metallici presente nel campione forniscono i loro elettroni di valenza per formare un mare di elettroni che è delocalizzato in tutta la sostanza
- gli ioni metallici (i nuclei con i loro elettroni interni) sono immersi in questo mari di elettroni in una disposizione ordinate
- gli elettroni di valenza sono condivisi tra tutti gli atomi della sostanza
- il campione di metallo è tenuto unito dalla mutua attrazione dei cationi sul mare di elettroni di valenza