

Appunti di Chimica:  
Per ingegneria

Nicola Ferru



# Indice

<b>1</b>	<b>Introduzione</b>	<b>9</b>
1.1	Gli stati della materia . . . . .	9
1.2	Proprietà fisiche . . . . .	10
1.3	Trasformazioni della materia . . . . .	10
1.3.1	Trasformazioni Fisiche . . . . .	10
1.3.2	Trasformazioni Chimiche . . . . .	10
1.4	Sostanza pure . . . . .	10
1.5	Miscela . . . . .	10
<b>2</b>	<b>Stechiometria</b>	<b>13</b>
<b>3</b>	<b>Modelli atomici</b>	<b>15</b>
<b>4</b>	<b>Proprietà periodiche</b>	<b>17</b>
<b>5</b>	<b>Soluzioni</b>	<b>19</b>
<b>6</b>	<b>Legame chimico</b>	<b>21</b>
6.1	Introduzione . . . . .	21
6.1.1	Teorema di Lewis . . . . .	21
6.1.2	Struttura di Lewis . . . . .	21
6.1.3	Elettronegatività $x$ . . . . .	21
6.1.4	Elettronegatività di Pauling . . . . .	22
6.1.5	Momento dipolare e polarità Molecole biatomiche . . . . .	22
6.2	Momento dipolare . . . . .	22
6.2.1	Momento dipolare e polarità in $CO_2$ e $H_2O$ . . . . .	23



# Elenco delle tabelle

1.1	Sostanza pura suddivisione . . . . .	11
6.1	Comparazione tra elettroni core ed elettroni di valenza . . . . .	22



# Elenco delle figure

1.1	suddivisione tra energia e materia . . . . .	9
1.2	Sostanza pura suddivisione . . . . .	10





# Capitolo 1

## Introduzione

La chimica è la scienza che studia la composizione, la struttura e le trasformazioni della *MATERIA*  
La Materia

1. Composizione (analisi qualitativa e quantitativa)
2. Struttura-proprietà (es. diamante-grafite)
3. Modellizzazione e progettazione

Le trasformazioni della Materia

1. Corrosione (es. **ferro-ruggine**)
2. Combustione (es. sorgenti di energia)
3. Sintesi (es. farmaci, pigmenti, nanomateriali, polimeri...)

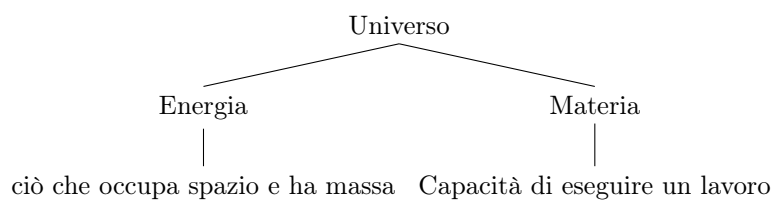


Figura 1.1: suddivisione tra energia e materia

Un sistema è una porzione delimitata di spazio che rappresenta l'oggetto dello studio mentre l'ambiente è tutto ciò che sta attorno al sistema: l'insieme di sistema e ambiente costituisce l'Universo.

### 1.1 Gli stati della materia

La materia possiede sostanzialmente tre stati:

1. *Solida* - ha una forma definita e un volume proprio;
2. *Liquido* - ha un volume ma non possiede una forma propria;
3. *Gas* - non ha né forma, né un volume proprio, si espande in modo da riempire il contenitore che lo contiene.

## 1.2 Proprietà fisiche

**Definizione 1.** *Proprietà che possono essere osservate e misurate SENZA alterare la composizione della sostanza*

1. colore;
2. punto di fusione e di ebollizione;
3. indice di rifrazione;
4. densità.

## 1.3 Trasformazioni della materia

### 1.3.1 Trasformazioni Fisiche

**Definizione 1.** *Trasformazioni che avvengono senza alterare la composizione della sostanza*

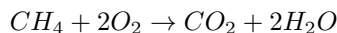
Esempi di trasformazione fisica:

- a) ebollizione di un liquido;
- b) fusione di un solido;
- c) sciogliere un solido in un liquido per ottenere una miscela omogenea (ovvero una **soluzione**)

### 1.3.2 Trasformazioni Chimiche

**Definizione 1.** *Trasformazioni che avvengono **alterando** la natura delle sostanze coinvolte e portando alla formazione di nuovi composti.*

Un esempio di questo tipo di trasformazione: La combustione del metano. Si parte dal metano e dall'ossigeno e si arriva a biossido di carbonio e acqua:



Al termine della trasformazione abbiamo una sostanza differente da quella di partenza, in alcuni casi la procedura non è reversibile.

## 1.4 Sostanza pura

**Definizione 1.** *Una materia che ha una composizione omogenea non può essere scomposto tramite una trasformazione fisica in materiali differenti. In quanto non è possibile scomporre ulteriormente la materia*

Può essere scomposta Chimicamente in sostanze più semplici?

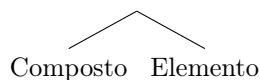


Figura 1.2: Sostanza pura suddivisione

1. Composto - sostanza formato da almeno due tipi di atomi;
2. Elemento - tutti gli atomi la costituiscono sono dello stesso tipo.

## 1.5 Miscela

Composti di Due o più sostanze pure

Composti	Elemento
Acqua $H_2O$	Ossigeno $O_2$
Anidride carbonica $CO_2$	Diamante $C$
Cloruro di sodio $NaCl$	
Benzene $C_6H_6$	
Etanolo $C_2H_5OH$	

Tabella 1.1: Sostanza pura suddivisione



## Capitolo 2

# Stechiometria

**Stechiometria 1.** *La stechiometria è la branca della chimica che studia i rapporti quantitativi (rapporti ponderali) delle sostanze chimiche nelle reazioni chimiche.*

*By Wikipedia*

Da questa definizione è chiaro che questo sistema verrà utilizzato per una serie di esercizi potenzialmente presenti all'esame.



## Capitolo 3

# Modelli atomici





## Capitolo 4

# Proprietà periodiche



## Capitolo 5

## Soluzioni



# Capitolo 6

## Legame chimico

### 6.1 Introduzione

In natura le soluzioni costituite da atomi isolati sono rare, di solito, gli atomi si trovano combinati fra loro per formare dei Composti. Questi possono essere di tre tipi;

- *Molecolare* - si basa sulla condivisione degli elettroni di valenza (quelli più esterni) da parte degli che danno origine al legame. La forza che tiene uniti degli atomi deriva dall'attrazione che entrambi i nuclei esercitano sugli elettroni condivisi.

**Esempio:**  $H_2$ ,  $O_2$  e  $N_2$  dove gli atomi mettono in condivisione, rispettivamente, 1, 2 e 3 elettroni di valenza ciascuno.

- *Ionico* - è dovuto alle forze di attrazione elettrostatica che si esercitano tra ioni di carica opposta.

**Esempio:**  $NaCl$  che è formato da cationi  $Na^+$  e di anioni  $Cl^-$ .

- *Metallico* - gli atomi sono tenuti uniti dagli elettroni di valenza che sono liberi di muoversi tra i cationi.

**Esempio:** Sodio (Na), Oro (Au), Titanio (Ti), ...

#### 6.1.1 Teorema di Lewis

La reattività degli elementi è correlata alla tendenza di raggiungere la configurazione elettronica del gas nobile più vicino (**ottetziale** o doppietto per He). Questa tendenza è nota come Regola dell'Ottetto.

1. Gli **elettroni di valenza** giocano un ruolo fondamentale nel formare legame chimico;
2. La condivisione di una o più coppie di elettroni porta alla formazione di legami covalenti;
3. Il trasferimento elettronico da un atomo **A** ad uno **B** porta al legame ionico.



Rappresenta il simbolo di elemento circondato da un numero di punti pari al numero degli elettroni di valenza.

#### 6.1.2 Struttura di Lewis

$\cdot\ddot{B}\cdot \rightarrow$  Simbolo di Lewis

#### 6.1.3 Elettronegatività $x$

Misura empirica della tendenza di un atomo in una molecola ad attrarre gli elettroni di legame. Secondo *Mulliken* è media dell'**affinità elettronica** (tendenza ad attrarre un  $e^-$  addizionale) e del **potenziale**

	Elettroni del core	Elettroni di valenza
Boro	$\cdot\ddot{\text{B}}\cdot$	$1s^2 2s^2 2p^1$ Core = [He] valenza = $2s^2 2p^1$
Bromine	$\cdot\ddot{\text{Br}}\cdot$	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3d^{10} 4s^2 4p^5$ core = [Ar] $3d^{10}$ valenza = $4s^2 4p^5$

Tabella 6.1: Comparazione tra elettroni core ed elettroni di valenza

**di ionizzazione** (tendenza a mantenere l' $e^-$ )

$$x = \frac{(-\mathbf{AE} + \mathbf{EI})}{2} \quad (6.2)$$

Si può prevedere se un legame chimico è ionico o covalente sulla base della differenza di elettronegatività.

#### 6.1.4 Elettronegatività di Pauling

In una molecola **AB** la differenza di elettronegatività tra due atomi **A** e **B** viene determinata sperimentalmente da misure di energia di legame, facendo riferimento a un valore arbitrario di elettronegatività assegnato al Fluoro (4).

- a) Legame ionico (*totale trasferimento  $e^-$* )  $x_A - x_B > 2,0$   $[\text{Na}]^+ [\text{:}\ddot{\text{Cl}}\text{:}]^-$     b) Legame covalente a carattere ionico (*distribuzione carica non simmetrica, molecola polare*)  $0,4 \leq x_A - x_B \leq 2,0$   $[\text{H} - \ddot{\text{O}}:]$
- c) Legame covalente (*condivisione di  $e^-$* )  $x_A - x_B < 0,4$   $\text{H} - \text{H}$

#### 6.1.5 Momento dipolare e polarità Molecole biatomiche

- a) **Le molecole biatomiche** ( $\text{H} - \text{H}$ ,  $\text{Cl} - \text{Cl}$ , ...) *omo-nucleari*, ove il baricentro della carica positiva e negativa coincide.  
**Esempi:**  $\text{H}_2$ ,  $\text{O}_2$ ,  $\text{N}_2$ , ...
- b) **Molecole polari** Nelle molecole etero-nucleari la differente elettro-negatività degli atomi produce una separazione di carica e quindi un dipolo  
**Esempio:** In  $\text{HCl}$ , Cl ha una frazione di carica negativa ( $\delta^-$ ) e H ha una frazione di carica ( $\delta^+$ )

## 6.2 Momento dipolare

Si definisce **Momento dipolare** il prodotto della frazione di carica  $\delta$  per la distanza tra le cariche. Il momento dipolare è una grandezza vettoriale caratterizzata da direzione e verso.

$$\vec{\mu} = \delta * d \quad (6.3)$$



**Momento dipolare e polarità in molecole poliatomiche** Il momento dipolare è dato dalla somma dei momenti dipolari dei singoli legami, considerando inoltre l'effetto delle coppie solitarie. Una molecola sarà polare se: i legami sono polari e la molecola **NON** è "Simmetrica".

a) Momento dipolare nullo

$$\vec{\mu} = 0$$

(6.4)

b) Momento dipolare

$$\vec{\mu} \neq 0$$

(6.5)

### 6.2.1 Momento dipolare e polarità in $CO_2$ e $H_2O$

