

Appunti di Chimica:
Per ingegneria

Nicola Ferru

Indice

1	Introduzione	9
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
2	Stechiometria	13
2.1	Bilanciamento di un'equazione chimica	13
2.2	Resa o rendimento di una reazione	14
3	Modelli atomici	15
3.1	Teoria atomica di Dalton	15
3.2	Modello atomico di Thomson	15
3.2.1	Basi sperimentali:	15
3.2.2	Esperimento di Thomson	15
3.2.3	Modello atomitco di Thomson	15
3.3	Esperimento di Rutherford	16
3.3.1	punti critici	16
3.3.2	Onda	16
4	Proprietà periodiche	17
5	Soluzioni	19
6	Legame chimico	21
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...)

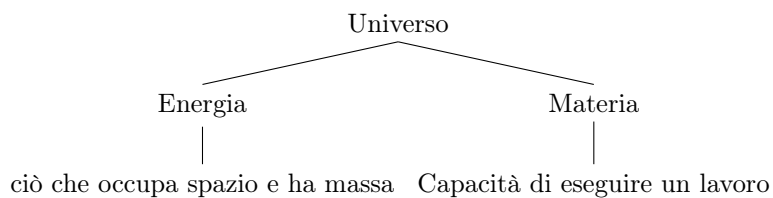


Figura 1.1: suddivisione tra energia e materia

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 2. *Trasformazioni che avvengono senza alterare la composizione della sostanza*

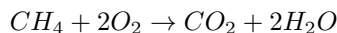
Esempi di trasformazione fisica:

- 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 3. *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 4. *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?

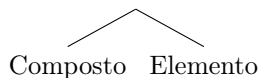


Figura 1.2: Sostanza pura suddivisione

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

Definizione 5. *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.

Calcolo delle quantità di sostanza consumata o prodotte durante una reazione chimica. Le equazioni chimiche danno una rappresentazione qualitativa (ci dicono quali sostanze prendono parte) e quantitativa (in quali rapporti ponderali) dei processi chimici.



Per avere una rappresentazione quantitativa è fondamentale BILANCIARE correttamente l'equazione usando gli opportuni *coefficienti stechiometrici*.



I coefficienti stechiometrici sono numeri interi che indicano quante moli (o molare, atomi o ioni) reagiscono (se si tratta di un prodotto) durante la reazione chimica.

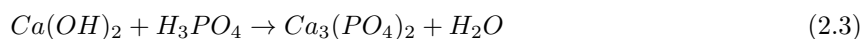
2.1 Bilanciamento di un'equazione chimica

Le trasformazioni chimiche rispettano le *legge della conservazione della massa o legge di Lavoisier*. Per bilanciare un'equazione chimica si deve avere che:

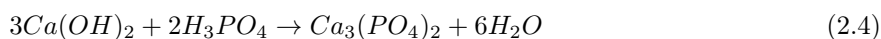
- per ciascun elemento, gli atomi presenti tra i reagenti devono essere in numero **UGUALE** a quelli presenti tra i prodotti;
- se la reazione coinvolge specie ioniche, somma delle cariche elettriche dei reagenti, deve essere uguale a quella dei prodotti.

METODO PER TENTATIVI SUCCESSIVI

Si basa su una attenta osservazione dell'equazione non bilanciata:



Si attribuiscono i coefficienti stechiometrici facendo in modo che il numero e il tipo degli atomi presenti tra i reagenti, siano uguali a quelli presenti a destra della freccia:



2.2 Resa o rendimento di una reazione

Non sempre le reazioni precedono fino a **completamento**, cioè fino a quando i reagenti (almeno quello limitante) sono completamente convertiti nei prodotti. Inoltre, si possono avere delle reazioni secondarie che portano i reagenti a trasformarsi in prodotti diversi da quelli riportati nell'equazione.

In questi casi le quantità di prodotti ottenute, risultano inferiori alla quantità teoriche (stechiometriche).

Si definisce **resa** o **rendimento percentuale** (r) di una reazione chimica il rapporto (moltiplicato per cento) il rapporto tra la quantità di prodotto effettivamente ottenere (Q_e) e quella che si sarebbe avuta se la reazione fosse andata a completamente (resa teorica Q_t):

$$r = \frac{Q_e}{Q_t} * 100 \quad (2.5)$$

Capitolo 3

Modelli atomici

3.1 Teoria atomica di Dalton

- La materia è composta da particelle piccolissime e indivisibili: gli Atomi
- Tutti gli atomi di uno stesso elemento hanno la stessa massa e le stesse proprietà (sono identici)
- Atomi di elementi diversi hanno masse differenti
- Gli atomi sono indistruttibili e mantengono la loro identità le reazioni chimiche
- Gli atomi si combinano tra loro secondo rapporti definiti e costanti, espressi da numeri interi

3.2 Modello atomico di Thomson

3.2.1 Basi sperimentali:

- Studi sull'effetto del passaggio dell'elettricità sui gas
- Elettrolisi
- Scoperta della radioattività

Forniscono evidenza che particelle cariche sono costituenti fondamentali della materia.

3.2.2 Esperimento di Thomson

Misura del rapporto carica/massa dell'elettrone

$$\frac{e}{m} = 1.7588 * 10^{11} C/Kg \quad (3.1)$$

Esperimento di Millikan

Misura degli cariche dell'elettrone

$$e = 1.602 * 10^{-19} C \quad (3.2)$$

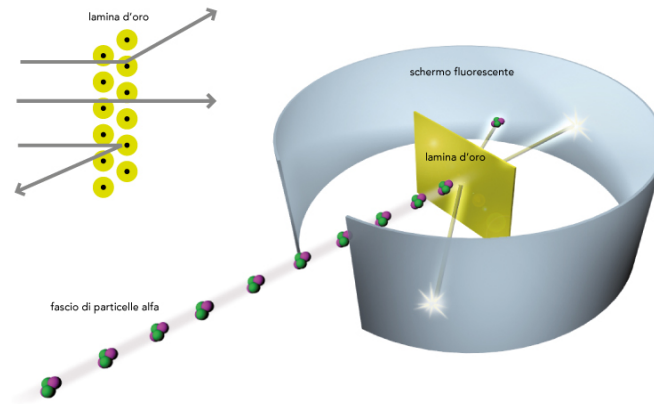
3.2.3 Modello atomico di Thomson

Teoria 1. *Atomi costituiti da una nuvola di carica positiva neutralizzata da elettroni in un modello a panettone*

Il modello «Plum pudding»

3.3 Esperimento di Rutherford

Esperimento di Rutherford sulla deviazione di particelle α (He^{2+}) da parte di sottili lamine d'oro (600nm). Lampi di luce segnalano dove le particelle alfa hanno colpito lo schermo. Quindi da questo



esperimento si è visto che le ipotesi di Thomson erano errate, e quindi la nuova teoria è

Teoria 2. *Atomo nucleare costituito da un nucleo formato da protoni e neutroni circondato da un numero di elettroni pari ai protoni.*

3.3.1 punti critici

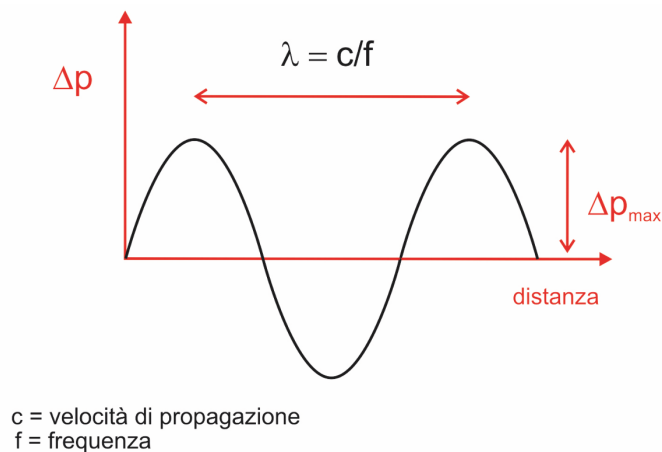
Se gli elettroni sono stazionari l'attrazione elettrostatica dovrebbe portarli sul nucleo, se si muovono in un'orbita attorno al nucleo si instaura un dipolo oscillante che dissipa energia sotto forma di onda elettromagnetica con conseguente caduta dell'elettrone sul nucleo!

«Death-spiral of the electron»

Una particella in movimento ed elettricamente carica perde incessantemente energia, questo vale anche per l'elettrone (-), perdendo via via energia avrebbe finito per muoversi lungo orbite più piccole fino a cadere sul nucleo (**collassare**).

3.3.2 Onda

Un'onda è una perturbazione che nasce da una sorgente e si propaga TEMPO e nello SPAZIO, trasportando ENERGIA. λ è la distanza tra due massimi o due minimi successivi.



3.3.3 Onde Elettromagnetiche

Una radiazione elettromagnetica può essere considerata come un campo elettromagnetico oscillazione che si propaga nello spazio.

La luce è una radiazione elettromagnetica, e ha quindi una natura ondulatoria.

La luce consiste in un campo elettrico e un campo magnetico oscillanti e orientati perpendicolarmente tra loro e perpendicolarmente alla direzione di propagazione del raggio.

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: H_2 , O_2 , 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 HCl , Cl ha una frazione di carica negativa (δ^-) e H ha una frazione di carica (δ^+)

6.2 Momento dipolare

Si definisce **Momento dipolare** il prodotto della frazione di carica δ 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

